МИНИСТЕРСТВО НАУКИ, ВЫСШЕЙ ШКОЛЫ И ТЕХНИЧЕСКОЙ ПОЛИТИКИ РОССИИ

КОМИТЕТ ПО ВЫСШЕЙ ШКОЛЕ



УРАЛЬСКИЙ
ОРДЕНА ТРУДОВОГО КРАСНОГО ЗНАМЕНИ
ГОРНЫЙ ИНСТИТУТ им.В.В.ВАХРУШЕВА

ПОВТОРИМ ХИМИЮ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ
ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ
СТУДЕНТОВ ВСЕХ СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ
ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ "ХИМИЯ"

г.ЕКАТЕРИНБУРГ 1992

Содержание

ПРЕДИСЛОВИЕ

Многолетний опыт работы со студентами и выпускниками средних учебных заведений, а также изучение опыта преподавателей химии, постоянно отражаемое в журнале "Химия в школе", показывают, что наибольшие трудности учащиеся испытывают при составлении уравнений многочисленных химических реакций и решении задач. Данное методическое пособие имеет целью помочь учащимся научиться составлять уравнения различных химических реакций на основе изучения базовых теоретических разделов курса химии средней школы, без которых невозможно грамотное составление уравнений реакций химических взаимодействий, с одной стороны, и дальнейшее изучение курса химии, предлагаемое в ВУЗе - с другой стороны.

По каждой теме предложены учебные карты, составленные с использованием современного метода педагогики, включающие алгоритмы действия и примеры конкретных действий. Использование учебных карт, составленных по этому методу, по некоторым разделам курса химии при преподавании в Уральском горном институте им.В.В.Вахрушева, показало, что они существенно облегчают сознательное усвоение изучаемого материала и обеспечивают умение применять теоретические знания к решению практических вопросов.

I. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Химия - наука о веществе, его строении, свойствах, реакциях, приводящих к получению новых веществ.

Все вещества делятся на простые и сложные. Простые вещества состоят из атомов одного элемента, в состав сложных входит два или более элемента. Простые вещества разделяются на металлы и неметаллы. Это деление основано на различных физических свойствах простых веществ.

Металлы отличаются характерным "металлическим" блеском, ковкостью, пластичностью, обладают хорошей тепло- и электропроводностью. При комнатной температуре все металлы (кроме ртути) находятся в твердом состоянии.

Неметаллы не обладают характерным для металлов блеском, хрупки, плохо проводят тепло и электрический ток. Многие из них при обычных условиях представляют собой жидкости или газы.

Из приведенной классификации должно быть ясно, что между металлами и неметаллами резкого различия нет. Ряд простых веществ обладает свойствами, присущими и металлам и неметаллам.

Сложные вещества делят на органические и неорганические. В группу органических веществ выделены соединения углерода, за исключением простейших –(CO, CO_2, H_2CO_3 и карбонаты; HCN и цианиды, карбиды и некоторые другие). Все остальные вещества называются неорганическими.

Неорганические соединения подразделяются на следующие основные классы: оксиды, гидроксиды и соли. Классификация неорганических веществ может быть представлена схемой:



Свойства ряда соединений определяются не только природой элементов, но и степенью их окисленности. Поэтому необходимо рассмотреть это понятие.

2. СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Степень окисления (СО) – это условный заряд, возникающий у атома, если предположить, что электроны при образовании связи полностью перешли от более электроположительного элемента к более электроотрицательному.

Степень окисления может быть положительной, отрицательной и нулевой.

Степень окисления атомов в простом веществе равна нулю. Например Cl_2; Pb; C; O_2.

Величина положительной СО определяется числом электронов, оттянутых от данного атома, и обозначается знаком + (плюс).

Отрицательная СО приписывается атомам, притянувшим к себе электроны, и равна количеству этих электронов. Обозначается знаком - (минус).

Высшая положительная степень окисления для всех элементов, кроме меди и золота, равна номеру группы в периодической системе элементов Д.И.Менделеева. Отрицательная степень окисления неметаллов определяется как разность между цифрой восемь и номером группы, в которой этот элемент находится. Например, азот, находясь в У группе, проявляет высшие положительную СО = + 5 (HNO_3; N_2O_5) и отрицательную СО = -3 (8-5).

Степень окисления металлов в соединениях всегда положительна, так как электроотрицательность металлов, как правило, меньше, чем у неметаллов, и электроны, участвующие в связи, легко переходят или смещаются к атому более электроотрицательного элемента.

Степень окисления металлов главных подгрупп I, 2, 3 групп в Периодической системе элементов равна номеру группы.

Например, степень окисления лития, натрия, калия равна +I; магния, кальция, бария - +2; алюминия, бора - +3.

Металлы побочных подгрупп могут иметь различные СО, например: у меди могут быть +I и +2; у хрома +2; +3; +6; у марганца +2; +4; +6; +7.

Неметаллы в соединениях могут иметь как положительную, так и отрицательную СО. Например: СО серы может быть равна +4; +6; -2; СО азота может быть -3; -I; +3; +5.

Водород имеет СО +I и лишь в гидридах щелочных металлов СО -I (NaH; CaH_2).

Кислород имеет СО = -2 (только в соединении с наиболее электроотрицательным элементом - фтором - СО кислорода +2 (OF_2), а в перекисных соединениях СО кислорода -I (H_2O_2).

Алгебраическая сумма степеней окисления всех элементов равна заряду частицы, которую они образуют. Если элементы образуют электронейтральную молекулу, то сумма равна нулю, если - ионы, то заряду иона, например: NH_4^+; SO_4^{2-} и т.д.

Исходя из этого правила, можно определить степени окисления элементов, входящих в соединение (смотрите учебную карту № I).

Учебная карта № I

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ (СО) ЭЛЕМЕНТОВ

Задание	Алгоритм действия	Пример	
Определите степень окисления (СО) подчеркнутого элемента $H_2\underline{S}O_4$, $Na_2\underline{S}O_3$, $K_2\underline{Cr}_2O_7$; $H_2\underline{S}$; $H\underline{Cl}O$; $H\underline{Cl}$; $K\underline{Cl}O_3$; $K\underline{Cl}O_4$; $K\underline{Cr}O_4$; $\underline{Mn}O_2$; $Mg\underline{Cl}_2$; $\underline{N}_2O$; $K\underline{Mn}O_4$; $\underline{Cr}_2O_3$; $K\underline{N}O_3$; $\underline{N}H_4F$; $\underline{N}H_4NO_3$; $\underline{N}O_2$; $\underline{N}H_3$; $\underline{Fe}_2(SO_4)_3$; $K_2\underline{Mn}O_4$; $\underline{Cu}O$; $\underline{N}H_4^+$; $\underline{S}O_3^{-2}$; $\underline{Cr}O_2^-$; $\underline{N}O_2^-$; $\underline{Cr}O_4^{2-}$; $\underline{C}O_3^{2-}$; $\underline{Sn}O_2^{2-}$; $\underline{S}O_4$; $\underline{Zn}OH^+$; $\underline{Fe}(OH)_2^+$; $H\underline{C}O_3^-$; $\underline{Al}O_3^{3-}$; $\underline{Hg}I_4^{2-}$; $\underline{Al}O_2^-$; $\underline{Mn}O_4^-$; $\underline{Mn}O_4^{2-}$	I. Выпишите формулу соединения	I. SO_4^{2-}	$Na_2Cr_2O_7$
	2. Напишите степень окисления над теми атомами, для которых она Вам известна	2. $S\overset{-2}{O}_4^{2-}$	$\overset{+1}{Na}_2Cr_2\overset{-2}{O}_7$
	3. Неизвестную степень окисления обозначьте "x"	3. $\overset{x}{S}\overset{-2}{O}_4^{2-}$	$\overset{+1}{Na}_2\overset{x}{Cr}_2\overset{-2}{O}_7$
	4. Умножьте количество атомов каждого из элементов на его степень окисления	4. $(-2)\cdot 4=-8$ $I\ x$	$2(+I)=2$ $2(x)=2x$ $7(-2)=-I4$
	5. Сложите полученные числа и приравняйте заряду иона или заряду молекулы (нулю)	5. $x-8=-2$	$2+2x-I4=0$ $2x=I2$
	6. Решите это уравнение относительно "x"	6. $x=+6$	$x=+6$
	7. Если в состав молекулы входят два элемента с неизвестными степенями окисления, то определите заряд иона, в состав которого они входят. Чтобы определить заряд аниона, запишите формулу молекулы кислоты, в которую он входит. Заряд аниона равен количеству атомов водорода с отрицательным знаком. Чтобы определить заряд катиона: I) умножьте заряд аниона, с которым соединен катион, на количество анионов в молекуле; 2) полученное число, взятое со знаком "+", поделите на количество катионов в молекуле.	7. $\overset{x}{Al}_2(SO_4)_3$ SO_4^{2-} $3(-2)=-6$ $x=\frac{+6}{2}=+3$ 2 катиона Al^{+3}	H_2SO_4 3 аниона SO_4^{2-}

Степень окисления является стехиометрической валентностью, поэтому она помогает составить формулу соединения. Например. Составить формулу соединения, состоящего из фосфора и кислорода, со степенями окисления соответственно +5 и -2. Чтобы составить формулу соединения, необходимо:

I. Найти наименьшее общее кратное для степени окисления фосфора и кислорода, это будет число I0.

2. Разделить наименьшее общее кратное на степень окисления каждого элемента. Полученная цифра будет служить индексом элемента в формуле:

P^{+5} I0 : 5 = 2

O^{-2} I0 : 2 = 5 Формула P_2O_5

Индексом называется цифра, стоящая справа внизу и относящаяся только к данному элементу или группе элементов, заключенных в скобки. Индекс указывает количество атомов данного элемента или каждого из элементов, заключенных в скобках, в одной молекуле. Например:

$K_2Cr_2O_7$ - одна молекула бихромата калия содержит два атома калия, два атома хрома и семь атомов кислорода;

$Zn(OH)_2$ - одна молекула гидроксида цинка содержит один атом цинка и по два атома и водорода, и кислорода.

3. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Химические свойства различных соединений проявляются в способности их реагировать друг с другом. Процесс взаимодействия веществ выражается химической реакцией.

Химические реакции классифицируются по нескольким признакам.

I. По количеству (молей) веществ, вступивших в реакцию и получившихся продуктов:

реакции соединения и разложения.

2. По тепловому эффекту реакции:

экзотермические и эндотермические.

3. По однородности агрегатного состояния реагирующих веществ: гомогенные и гетерогенные.

4. По изменению степени окисления:

реакции обмена и окислительно-восстановительные реакции и т.д.

Достаточно часто на практике приходится иметь дело с реакциями, протекающими в растворах. Сущность таких реакций выражается ионными уравнениями.

Чтобы правильно составить ионное уравнение реакции, нужно знать, какие ионы и в каком количестве должны быть в растворах различных веществ.

4. ДИССОЦИАЦИЯ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

При растворении в воде кислоты, основания и соли в большей или меньшей степени распадаются на ионы. Процесс этот происходит под действием полярных молекул воды и называется диссоциацией (ионизацией). Вещества, диссоциирующие на ионы, называются электролитами.

Способность веществ диссоциировать на ионы зависит от природы как растворенного вещества, так и растворителя. Различные вещества не в одинаковой степени диссоциируют на ионы: одни больше, другие меньше.

В зависимости от способности к диссоциации на ионы электролиты делятся на сильные и слабые.

К сильным электролитам относятся такие вещества, которые практически полностью диссоциированы на ионы. Электролиты, у которых лишь незначительная часть из растворенных молекул диссоциирована на ионы, называются слабыми электролитами.

Количественно диссоциация определяется степенью и константой диссоциации.

Степень диссоциации - это число, показывающее, какая часть молекул от общего их количества в растворе распадается на ионы. Степень диссоциации обозначается буквой α (альфа) и рассчитывается по формуле:

$$\alpha = \frac{\text{число распавшихся молекул}}{\text{общее число растворенных молекул}}$$

Степень диссоциации выражают десятичной дробью или в процентах. Например, растворили 100 молекул, 95 из них распалось на ионы. Степень диссоциации будет:

$$\alpha = \frac{95}{100} = 0{,}95 \text{ или } 95\ \%.$$

Электролиты, степень диссоциации которых составляет от 30 до 100 % называют сильными, до I % - слабыми, а от I до 30 % - электролитами средней силы.

Таким образом, в растворах сильных электролитов будут находиться преимущественно ионы, а в растворах слабых электролитов одновременно молекулы и незначительное количество ионов.

Однако, не нужно думать, что процесс диссоциации слабого электролита заканчивается распадом определенной доли молекул на ионы. В действительности в растворе непрерывно протекает процесс распада молекул на ионы и обратный процесс объединения ионов в молекулы. Между этими двумя процессами устанавливается динамическое равновесие: сколько молекул в единицу времени распадается на ионы, столько же молекул образуется из ионов. Следовательно, диссоциация слабых электролитов в растворе является обратимым процессом.

В общем случае диссоциация может быть выражена общим уравнением:

$$Кат._x\ Ан_y \rightleftarrows x\,Кат^{+y} + y\,Ан^{-x}.$$

Например:

$$K_3PO_4 \rightleftarrows 3K^+ + PO_4^{3-},$$
$$Fe_2(SO_4)_3 \rightleftarrows 2Fe^{+3} + 3SO_4^{2-},$$
$$HAuCl_4 \rightleftarrows H^+ + AuCl_4^-,$$
$$Cu(OH)_2 \rightleftarrows Cu^{+2} + 2OH^-.$$

Сила электролита, т.е. способность его диссоциировать на ионы, характеризуется не только указанной выше степенью диссоциации, но и константой диссоциации.

Степень диссоциации электролита увеличивается при нагревании и разведении (уменьшении концентрации) раствора.

Константа диссоциации от концентрации раствора не зависит и может быть рассчитана согласно закона действия масс.

Например, при диссоциации гидроксида аммония по реакции:

$$NH_4OH \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

константа диссоциации может быть рассчитана по формуле:

$$K_д = \frac{C_{NH_4^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{NH_4OH}},$$

где С - молярные концентрации указанных ионов и молекулы, моль/л.

Чем меньше величина константы диссоциации, тем слабее электролит.

Кислоты и основания диссоциируют не сразу на все составляющие их ионы, а ступенчато, с последовательным "отщеплением" по одному протону водорода от молекул многоосновных кислот или гидроксильных анионов от многокислотных оснований.

При этом степень диссоциации по следующей ступени всегда меньше, чем по предыдущей. Например, при диссоциации угольной кислоты по реакциям:

I ступень диссоциации $H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$ $K_I = 2{,}5 \cdot 10^{-1}$;

II ступень диссоциации $HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$ $K_{II} = 4{,}8 \cdot 10^{-11}$.

Таким образом, HCO_3^- существенно более слабая кислота, чем H_2CO_3.

Процесс диссоциации кислот, оснований и солей рассматривается при дальнейшем их изучении.

5. ОКСИДЫ

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых - кислород.

Если элемент образует несколько оксидов, то после названия указывается в скобках римской цифрой валентность элемента. Например: FeO - оксид железа (II), Fe_2O_3 - оксид железа (III); SO_2 -оксид серы (IV), SO_3 - оксид серы (VI); Cl_2O_7 - оксид хлора (VII). Для распространенных оксидов допускается название окись с русскими числительными, указывающими число атомов кислорода, приходящееся на атом данного элемента. Например: CO_2 - двуокись углерода, SO_3 - трехокись серы. Можно также называть оксиды с греческими числительными PbO_2 - диоксид свинца, NO - монооксид азота, NO_2- диоксид азота.

По способности образовывать гидраты и соли оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие (безразличные). Примеры безразличных оксидов: CO; NO; N_2O.

Солеобразующие оксиды в свою очередь по химическим свойствам подразделяются на основные, кислотные и амфотерные.

Элементы с постоянной степенью окисления образуют оксиды только одной из перечисленных групп. Например, оксиды натрия, кальция – основные; цинка, алюминия – амфотерные. Металлы, степень окисления которых может иметь различные значения, могут образовывать оксиды различных групп. Так, оксид хрома (II) имеет основной; оксид хрома (III) – амфотерный; оксид хрома (VI) – кислотный характер. Кислотные оксиды называют ангидридами соответствующей им кислоты. Кислотные оксиды, образующие с водой две кислоты, называют смешанными ангидридами.

$$2ClO_2 + H_2O = \underset{\text{хлористая к-та}}{HClO_2} + \underset{\text{хлорноватая к-та}}{HClO_3},$$

$$2NO_2 + H_2O = \underset{\text{азотистая к-та}}{HNO_2} + \underset{\text{азотная к-та}}{HNO_3}.$$

5.1. Основные оксиды

Основные оксиды образуются исключительно металлами со степенями окисления +1 и +2. Гидраты основных оксидов являются основными гидроксидами.

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов (Li_2O, Na_2O, K_2O, Cs_2O, Rb_2O, Fr_2O, CaO, SrO, BaO, RaO) растворяются в воде с образованием растворимых в воде щелочей:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH,$$
$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами с образованием солей:

$$CuO + SO_3 = CuSO_4,$$
$$MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O.$$

5.2. Кислотные оксиды

Кислотными называются оксиды, гидраты которых являются кислотами. Кислотные оксиды образуются главным образом неметаллами с любой степенью окисления. Кислотные оксиды могут быть образо-

ваны так же и металлами со степенью окисления больше, чем 5. Например: Mn_2O_7, CrO_3, Cl_2O_7, CO_2, SO_3, Cl_2O.

Кислотные оксиды называются ангидридами (безводные) соответствующих кислот. Кислота и оксид соответствуют друг другу, если они образованы одним и тем же элементом, и степень окисления его в оксиде и кислоте одинакова.

Кислотные оксиды, как правило, растворяются в воде с образованием соответствующей им кислоты:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3 ,$$
$$2CrO_3 + H_2O = H_2Cr_2O_7 ,$$
$$N_2O_5 + 2H_2O = 2HNO_3 .$$

Не растворяются в воде SiO_2, $V'?_3$.

Кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами и со щелочами с образованием солей:

$$CO_2 + CaO = CaCO_3 ,$$
$$SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O .$$

5.3. Амфотерные оксиды

Амфотерными называются такие оксиды, которые в зависимости от условий могут проявлять как основные, так и кислотные свойства. Амфотерными являются оксиды металлов со степенью окисления +3 и +4, а иногда и +2 (ZnO, BeO, SnO, PbO).

Гидратные соединения этих оксидов называют амфотерными гидроксидами.

Амфотерные оксиды могут взаимодействовать:

1) с кислотами

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O ;$$

2) со щелочами

$$Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O .$$

5.4. Способы получения оксидов

1. Непосредственное соединение элемента с кислородом

$$2Cu + O_2 = 2CuO; \quad 4P + 5O_2 = 2P_2O_5 .$$

Учебная карта № 2

ХАРАКТЕРИСТИКА ОКСИДОВ КАК КЛАССА ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Задание	Ориентировочные признаки	Алгоритм действия	Форма записи			
			Sb_2O_3	Cl_2	KCl	O_2
Выберите оксиды из приведенных веществ: CuO; H_2; HCl; SnO_2; H_2S; ZnO; NaF; Ni_2O_3; MnO; K_2CrO_4; Al_2O_3; $Ni(OH)_2$; CrO_3; CO_2; P_2O_5; $NiOHCl$; F_2	Оксиды - это химические соединения, которые: I. Состоят из <u>двух</u> элементов, и 2. Один из элементов - <u>кислород.</u> Для утвердительного ответа необходимо наличие <u>всех</u> признаков. Если хотя бы один из признаков отсутствует, то ответ должен быть отрицательным. Если хотя бы один из признаков не может быть указан точно, то при наличии всех остальных признаков мы имеем неопределенный ответ.	Выпишите формулу соединения. Укажите для каждого признака знаком + наличие данного признака, знаком - отсутствие данного признака, знаком ? невозможность дать определенный ответ (неопределенность ответа)	I. + 2. + это оксид	I. - 2. - это не оксид	I. + 2. - это не оксид	I. - 2. + это не оксид

Ответьте письменно на следующие вопросы объяснив свой ответ:

I. Известно, что химическое соединение состоит из двух элементов, одним из которых является железо. Является ли это соединение оксидом? 2. В результате соединения двух различных элементов образовалось химическое соединение, в котором присутствует кислород. Будет ли это оксид? 3. Химическое соединение состоит из металла и неметалла. Оксид ли это? 4. Химическое соединение состоит только из металла и кислорода. Можно ли утверждать, что это - оксид? 5. В состав химического соединения входят металл и кислород. Можно ли определить, что это - оксид?

Учебная карта № 3
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ХАРАКТЕРА ОКСИДА

Задание	Ориентировочные признаки	Алгоритм действия
Определите характер оксидов: Cr_2O_3; K_2O; ClO; PbO_2; Sb_2O_3; SO_2; SO_3; N_2O_3; N_2O_5; CO_2; P_2O_6	По характеру оксиды подразделяются на: основные, амфотерные, кислотные (ангидриды) Характер оксида определяется: I. Степенью окисления элемента в соединении. 2. Природой элемента, который образует оксид	Для определения характера оксида установите: I. Какую степень окисления имеет элемент в данном оксиде. 2. Чем образован оксид – металлом или неметаллом.

природа элемента, образующего оксид	степень окисления элемента	характер оксида
металл	+I, +2	основной
металл	+3, +4, редко +2	амфотерный
металл	+5 и более	кислотный
неметалл	любая	кислотный

Форма записи

Оксид	Элемент, образующий оксид	Природа элемента	Степень окисления элемента	Характер оксида
CuO	Cu	металл	+2	основной
Al_2O_3	Al	металл	+3	амфотерный
Cl_2O	Cl	неметалл	+I	кислотный
CrO_3	Cr	металл	+6	кислотный

Ответьте письменно на следующие вопросы, аргументируя свой ответ:

I. Если оксид образован металлом, можно ли сказать, что это основной оксид? 2. Если оксид образован элементом с СО +6, можно ли определить его характер? 3. Оксид образован неметаллом. Можно ли определить характер оксида? 4. Оксид образован элементом с СО +3. Будет ли это основной оксид? Можно ли оксид назвать амфотерным? 5. Можно ли определить природу элемента, если его оксид имеет кислотный характер? 6. Составьте задание так, чтобы присутствовал только один из признаков.

2. Термическое разложение солей

$$CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2.$$

3. Термическое разложение кислот или оснований

$$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O.$$

4. Обжиг сульфидных руд

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2.$$

5. Взаимодействие кислот, обладающих окислительными свойствами с металлами и неметаллами -

$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$$

6. ГИДРОКСИДЫ

Гидроксиды - это химические соединения, состоящие из трех элементов, среди которых обязательно должны быть и кислород, и водород.

Гидроксиды - это гидраты оксидов, т.е. вещества, полученные при соединении оксида и воды. Однако, большинство гидроксидов не может быть получено непосредственным растворением оксидов в воде, а получаются косвенным путем. Оксиды и гидроксиды соответствуют друг другу, если они образованы одним и тем же элементом, и степень окисления этого элемента в оксиде и гидроксиде одинакова.

Гидроксиды бывают основные, кислотные и амфотерные.

6.I. Основные гидроксиды

Основные гидроксиды состоят из катионов металла со степенью окисления +I и +2 и кислорода с водородом, объединенных в гидроксильную группу $(OH)^-$. Так как гидроксид-ион имеет один отрицательный заряд, то в формулах гидроксидов количество гидроксид-ионов равно степени окисления металла:

$$\overset{+1}{Na}OH;\quad \overset{+2}{Cu}(OH)_2;\quad \overset{+2}{Ra}(OH)_2.$$

Основные гидроксиды (основания) классифицируются по нескольким признакам.

Основания - химические вещества, состоящие из анионов OH^-

и катионов основных остатков.

Классификация оснований

I. По растворимости:

растворимые основания называются щелочами. Это основания щелочных и щелочноземельных металлов и аммония ($NaOH$, KOH, $Ca(OH)_2$ и др.)

нерастворимые - основания остальных металлов

2. По количеству гидроксильных групп:

однокислотные
$NaOH$, KOH

двухкислотные
$Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$

3. По способности делиться на катионы и анионы:

сильные - те, которые диссоциируют практически полностью: $NaOH$, $Ca(OH)_2$

слабые - те, которые диссоциируют лишь в небольшой степени: NH_4OH, $Cu(OH)_2$

6.I.I. Химические свойства основных гидроксидов

I. При растворении в воде основные гидроксиды в большей или меньшей степени диссоциируют на ионы. При этом в качестве анионов (отрицательно заряженных ионов) образуются только гидроксид-ионы OH^-. Диссоциация происходит ступенчато, т.е. от основания последовательно "отщепляется" по одному гидроксильному иону. Количество гидроксо-ионов определяет кислотность основания. Катион - положительно заряженный ион, который получается при диссоциации оснований, называется основным остатком. У основания столько основных остатков, сколько оно кислотно. Например: $Ca(OH)_2$ - двухкислотное основание; оно диссоциирует следующим образом:

по I ступени $Ca(OH)_2 \rightleftarrows CaOH^+ + OH^-$

по II ступени $CaOH^+ \rightleftarrows Ca^{2+} + OH^-$

Основные остатки: $CaOH^+$ и Ca^{2+}.

2. Большинство основных гидроксидов в воде нерастворимо. Растворимые в воде основные гидроксиды называются щелочами. К ним относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

Учебная карта № 4

НАХОЖДЕНИЕ ОСНОВНЫХ ОСТАТКОВ

Задание	Теоретическое обоснование	Алгоритм действия	Форма записи
Определите основные остатки следующих оснований: $Cu(OH)_2$ $Ti(OH)_4$ $NaOH$ NH_4OH, $Fe(OH)_3$ $Ba(OH)_2$ $Al(OH)_3$ $Zn(OH)_2$	Основные остатки - катионы, которые образуются, если от молекулы основания отнять гидроксильную группу OH^-. У основания столько основных остатков, сколько гидроксильных групп входит в состав молекулы основания. Основные остатки имеют столько положительных зарядов, сколько гидроксильных групп отнято от молекулы основания.	Выпишите формулу основания. Отнимите одну гидроксильную группу OH^-. Запишите формулу основного остатка, который остался от основания, когда от него отняли группу OH^-. Запишите один положительный заряд. Если в состав основного остатка входит еще гидроксильная группа, запишите основной остаток с одним положительным зарядом, отнимите от него еще одну группу OH^-. Запишите следующий основной остаток с двумя положительными зарядами. Повторяйте операцию до тех пор, пока Вы не получите катион, не содержаний гидроксильной группы.	$Cr(OH)_3$ $Cr(OH)_3 - OH^- = Cr(OH)_2^+$ $Cr(OH)_2^+ - OH^- = Cr(OH)^{2+}$ $Cr(OH)^{2+} - OH^- = Cr^{3+}$

Растворы щелочей и некоторых оснований окрашивают лакмус в синий цвет, а фенолфталеин – в малиновый за счет наличия OH^- ионов.

3. Основания взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O,$$

$$Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O.$$

4. Растворимые в воде основания – щелочи – взаимодействуют с солями. Таким способом получают все нерастворимые основные гидроксиды:

$$2NaOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4,$$

$$2KOH + FeCl_2 = Fe(OH)_2 + 2KCl.$$

5. Гидроксиды некоторых тяжелых металлов (Ag, Cu, Hg) непрочны и легко распадаются либо в момент их образования:

$$2AgNO_3 + 2NaOH = \downarrow Ag_2O + 2NaNO_3 + H_2O,$$

либо при нагревании:

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} \downarrow CuO + H_2O.$$

6.1.2. Способы получения оснований

1. Действием щелочей на растворимые соли соответствующих металлов:

$$MgCl_2 + 2NaOH = Mg(OH)_2 + 2NaCl.$$

Щелочи можно получать следующими путями.

2. Растворением оксидов щелочных и щелочноземельных металлов в воде:

$$K_2O + H_2O = 2KOH,$$

$$BaO + H_2O = Ba(OH)_2.$$

3. Растворением щелочных и щелочноземельных металлов в воде:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow.$$

6.2. Амфотерные гидроксиды

Амфотерными называются гидроксиды, которые могут проявлять как свойства слабых оснований, так и слабых кислот. Амфотерные гидроксиды состоят из металлов и гидроксогрупп. Металлы, образующие амфотерные гидроксиды, имеют, как правило, степень окисления +3 и +4, а иногда +2, например $Zn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_2$. Так как энергия связей кислорода с металлом и кислорода с водородом имеет в амфотерных гидроксидах близкие значения, то они могут диссоциировать в небольшой степени и как слабое основание, и как слабая кислота. Например:

$$Zn(OH)_2 \rightleftarrows Zn^{2+} + 2OH^- ,$$
$$Zn(OH)_2 \rightleftarrows 2H^+ + ZnO_2^{2-} .$$

Поэтому амфотерные гидроксиды могут реагировать как с кислотами, так и со щелочами. При этом получаются соль и вода.

6.2.1. Химические свойства амфотерных гидроксидов

1. Взаимодействие с кислотами и кислотными оксидами с образованием соли:

$$Cr(OH)_3 + 3HCl = CrCl_3 + 3H_2O ,$$
$$Zn(OH)_2 + SO_3 \xrightarrow{t^\circ} ZnSO_4 + H_2O .$$

2. Взаимодействие со щелочами и основными оксидами

$$Cr(OH)_3 + KOH = KCrO_2 + 2H_2O ,$$

$$Zn(OH)_2 + BaO \overset{t^\circ}{=} BaZnO_2 + H_2O .$$

7. КИСЛОТЫ

Кислотами называются химические соединения, состоящие из анионов кислотных остатков и катионов водорода, способного замещаться на катионы металла или ион аммония NH_4^+. Кислоты, содержащие кислород, являются кислотными гидроксидами. Им соответствуют кислотные оксиды, которые называются "ангидриды". Кислоты классифицируются по нескольким признакам.

Определение и классификация кислот

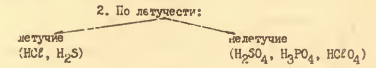
Кислоты – химические вещества, состоящие из катионов водорода и анионов кислотного остатка.

Классификация кислот

I. По содержанию кислорода:

кислородсодержащие (гидроксиды кислотного характера). (H_2CO_3, H_2SO_4, HNO_3, $HClO_4$)

бескислородные (элементводородные) (HCl, HBr, H_2S)



3. По количеству атомов водорода, способных замещаться на металл:

одноосновные HBr, HCl

двухосновные H_2CO_3

трехосновные H_3PO_4

4. По способности делиться на катионы и анионы:

сильные – те, которые диссоциируют практически полностью: HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$, HCl, HBr, HJ, $HMnO_4$

слабые – те, которые диссоциируют лишь в небольшой степени: H_2CO_3, H_2S, HCN, CH_3COOH

Названия кислородсодержащих кислот определяются названием элемента и степенью его окисления. Для кислот, образованных элементом с максимальной СО используется окончание "ная", для кислот, образованных элементом с меньшей СО – "истая".

Название бескислородных кислот производится от названия элемента или кислотного остатка с добавлением слова "водородная".

Названия наиболее часто используемых кислот приведены в таблице I.

Таблица I

Названия наиболее часто встречающихся кислот и солей

Название кислоты	Формула кислоты	Название солей	
		по русской номенклатуре	по международной номенклатуре
I. Азотная	HNO_3	Азотнокислые	Нитраты
2. Азотистая	HNO_2	Азотистокислые	Нитриты
3. Алюминиевая	$HAlO_2$	Алюмокислые	Алюминаты
4. Борная (ортоборная)	H_3BO_3	Борнокислые	Бораты (ортобораты)
5. Бромистоводородная	HBr	Бромистые	Бромиды
6. Иодистоводородная	HJ	Иодистые	Иодиды
7. Двухромовая	$H_2Cr_2O_7$	Двухромовокислые	Бихроматы
8. Кремниевая	H_2SiO_3	Кремниевокислые	Силикаты
9. Марганцевая	$HMnO_4$	Марганцевокислые	Перманганаты
IO. Мышьяковая	H_3AsO_4	Мышьяковокислые	Арсенаты
II. Мышьяковистая	H_3AsO_3	Мышьяковистокислые	Арсениты
I2. Ортофосфорная	H_3PO_4	Фосфорнокислые	Фосфаты (ортофосфаты)
I3. Роданистоводородная	$HSCN$	Роданистые	Роданиды
I4. Серная	H_2SO_4	Сернокислые	Сульфаты
I5. Сернистая	H_2SO_3	Сернистокислые	Сульфиты
I6. Сероводородная	H_2S	Сернистые	Сульфиды
I7. Угольная	H_2CO_3	Углекислые	Карбонаты
I8. Уксусная	CH_3COOH	Уксуснокислые	Ацетаты
I9. Фосфористая	H_3PO_3	Фосфористокислые	Фосфиты
20. Фтористоводородная	HF	Фтористые	Фториды
2I. Хлористоводородная (соляная)	HCl	Хлористые	Хлориды
22. Хлорная	$HClO_4$	Хлорные	Перхлораты
23. Хлорноватая	$HClO_3$	Хлорноватокислые	Хлораты
24. Хлорноватистая	$HClO$	Хлорноватистокислые	Гипохлориты
25. Хромовая	H_2CrO_4	Хромовокислые	Хроматы
26. Цианистоводородная (синильная)	HCN	Цианистые	Цианиды

7.I. Химические свойства кислот

I. При растворении в воде кислоты в большей или меньшей степени диссоциируют на ионы. При этом в качестве катионов получаются только протоны водорода, которые окрашивают лакмус и метилоранж в розовый цвет. Анионы, которые образуются при "отщеплении" от кислоты протона водорода, называются кислотными остатками. Диссоциация кислот происходит ступенчато. Кислоты имеют столько кислотных остатков, сколько атомов водорода, способных заместиться на металл, входит в ее состав. Например, фосфорная кислота диссоциирует следующим образом:

I ступень $H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$,

II ступень $H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$,

III ступень $HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$.

У фосфорной кислоты три кислотных остатка: $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}, PO_4^{3-} (см.уч.карту № 5).

Формулы ангидридов, соответствующих кислоте, могут быть получены, если отнять от формулы кислоты воду:

$$H_2SO_4 - H_2O = SO_3 ,$$

$$H_2CO_3 - H_2O = CO_2 .$$

Например:

Кислота	Кислотные остатки	Ангидриды
H_3AsO_4	$H_2AsO_4^-$; $HAsO_4^{2-}$; AsO_4^{3-}	As_2O_5
H_2SO_4	HSO_4^-; SO_4^{2-}	SO_3
H_2SO_3	HSO_3^-; SO_3^{2-}	SO_2
HNO_3	NO_3^-	N_2O_5

2. Растворы некоторых кислот (H_2SO_4 разб., HCl) вступают в реакции с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода (табл. 2) с образованием соли и газообразного водорода:

$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$$

Учебная карта № 5
НАХОЖДЕНИЕ КИСЛОТНЫХ ОСТАТКОВ

Задание	Теоретическое обоснование	Алгоритм действия	Форма записи
Определите кислотные остатки следующих кислот: H_2CO_3, H_3PO_4, HNO_3, $H_2Cr_2O_7$, H_3AsO_3, HCN, H_2SO_3, H_2WO_4, H_2SO_4	Кислотные остатки - это анионы, которые образуются, если отнять катион водорода. У кислоты столько кислотных остатков, сколько катионов водорода входит в ее состав. Кислотные остатки имеют столько отрицательных зарядов, сколько катионов водорода отняли от молекулы кислоты.	Запишите формулу кислоты. Отнимите от нее один катион водорода. Запишите формулу кислотного остатка, который останется от молекулы кислоты без одного катиона водорода. Поставьте заряд кислотного остатка "-I".	H_3AsO_3 $H_3AsO_3 - H^+ =$ $= H_2AsO_3^-$
		Если в состав кислотного остатка входит еще водород, запишите формулу этого кислотного остатка с зарядом -I; отнимите от него еще один катион водорода. Запишите формулу получившегося кислотного остатка. Поставьте его заряд "-2".	$H_2AsO_3^- - H^+ =$ $= HAsO_3^{2-}$
		Повторите эту операцию до тех пор, пока не получите кислотный остаток, не содержащий катиона водорода.	$HAsO_3^{2-} - H^+ =$ $= AsO_3^{3-}$

Таблица 2

Ряд напряжений

Металл	Электродный процесс	Потенциал, В
Li	$Li - 1\bar{e} \rightleftarrows Li^{1+}$	- 3,02
Na	$Na - 1\bar{e} \rightleftarrows Na^{1+}$	- 2,88
Ca	$Ca - 2\bar{e} \rightleftarrows Ca^{2+}$	- 2,84
Mg	$Mg - 2\bar{e} \rightleftarrows Mg^{2+}$	- 2,38
Al	$Al - 3\bar{e} \rightleftarrows Al^{3+}$	- I,66
Mn	$Mn - 2\bar{e} \rightleftarrows Mn^{2+}$	- I,05
Zn	$Zn - 2\bar{e} \rightleftarrows Zn^{2+}$	- 0,76
Cr	$Cr - 3\bar{e} \rightleftarrows Cr^{3+}$	- 0,74
Fe	$Fe - 2\bar{e} \rightleftarrows Fe^{2+}$	- 0,44
Cd	$Cd - 2\bar{e} \rightleftarrows Cd^{2+}$	- 0,40
Co	$Co - 2\bar{e} \rightleftarrows Co^{2+}$	- 0,27
Ni	$Ni - 2\bar{e} \rightleftarrows Ni^{2+}$	- 0,23
Sn	$Sn - 2\bar{e} \rightleftarrows Sn^{2+}$	- 0,I4
Pb	$Pb - 2\bar{e} \rightleftarrows Pb^{2+}$	- 0,I3
H_2	$H_2 - 2\bar{e} \rightleftarrows 2H^{+}$	0,000
Sb	$Sb - 3\bar{e} \rightleftarrows Sb^{3+}$	+ 0,20
Bi	$Bi - 3\bar{e} \rightleftarrows Bi^{3+}$	+ 0,23
Cu	$Cu - 2\bar{e} \rightleftarrows Cu^{2+}$	+ 0,34
Ag	$Ag - 1\bar{e} \rightleftarrows Ag^{1+}$	+ 0,80
Hg	$Hg - 2\bar{e} \rightleftarrows Hg^{2+}$	+ 0,85
Au	$Au - 1\bar{e} \rightleftarrows Au^{1+}$	+ I,50

Реакции кислот-окислителей с металлами рассмотрены в разделе I2.

3. Кислоты взаимодействуют с основаниями и основными оксидами с образованием соли и воды:

$$H_2SO_4 + CuO = CuSO_4 + H_2O,$$
$$H_3PO_4 + 3KOH = K_3PO_4 + 3H_2O,$$
$$H_2CO_3 + 2NaOH = Na_2CO_3 + 2H_2O.$$

Реакция взаимодействия щелочи с кислотой получила название реакции нейтрализации.

4. Кислоты взаимодействуют с солями с образованием новой кислоты и новой соли. Реакция между кислотой и солью возможна, если:

а) вновь получающаяся кислота является слабым электролитом (табл. 3):

$$ZnS + 2HCl = ZnCl_2 + H_2S;$$

б) хотя бы один из продуктов реакции является летучим или газообразным соединением:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow;\ H_2O;$$

в) исходные вещества растворимы и хотя бы один из продуктов реакции нерастворим (табл. 4):

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = \downarrow BaSO_4 + 2HCl.$$

Однако не все свойства являются общими для всех веществ этого класса. Кислоты, нерастворимые в воде, не взаимодействуют с металлами и не действуют на индикаторы.

7.2. Способы получения кислот

I. Действием кислоты (обычно серной) на соль:

$$2\underset{\text{сухая}}{NaNO_3} + \underset{\text{конц.}}{H_2SO_4} = Na_2SO_4 + 2HNO_3,$$
$$KCN + HCl = KCl + HCN.$$

2. Взаимодействием оксидов с водой:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Таблица 3

Окоиды элементов и соответствующие им гидраты

Несолеобразующие окоида		Солеобразующие оксиды						
		Основные		Кислотные или ангидриды		Амфотерные		
примеры	соответотвующие гидратные соединения	примеры	соответствующие гидратные соединения (основание)	примеры	ооответствующие гидратные соединения (киолота)	примеры	соответствующие гидратные соединения (основание)	(кислота)
CO	нет	Na_2O	$NaOH$	SO_2	H_2SO_3	ZnO	$Zn(OH)_2$	H_2ZnO_2
NO	нет	K_2O	KOH	SO_3	H_2SO_4	Al_2O_3	$Al(OH)_3$	$HAlO_2$
N_2O	нет	MgO	$Mg(OH)_2$	CO_2	H_2CO_3	Cr_2O_3	$Cr(OH)_3$	$HCrO_2$
		MnO	$Mn(OH)_2$	N_2O_3	HNO_2	SnO	$Sn(OH)_2$	H_2SnO_2
		BaO	$Ba(OH)_2$	N_2O_5	HNO_3	SnO_2	$Sn(OH)_4$	H_2SnO_3
		FeO	$Fe(OH)_2$	P_2O_5	H_3PO_4	PbO	$Pb(OH)_2$	H_2PbO_2
		CrO	$Cr(OH)_2$	CrO_3	H_2CrO_4	PbO_2	$Pb(OH)_4$	H_2PbO_3
		CaO	$Ca(OH)_2$	CrO_3	$H_2Cr_2O_7$	TiO_2	$Ti(OH)_4$	H_2TiO_3
		CuO	$Cu(OH)_2$	SiO_2	H_2SiO_3	MnO_2	$Mn(OH)_4$	H_2MnO_3
		NiO	$Ni(OH)_2$	V_2O_5	HVO_3	As_2O_3	$As(OH)_3$	H_3AsO_3
		Li_2O	$Li(OH)$	Mn_2O_7	$HMnO_4$	Sb_2O_3	$Sb(OH)_3$	H_3SbO_3
		Cs_2O	$CsOH$	MnO_3	H_2MnO_4	GeO_2	$Ge(OH)_4$	H_2GeO_3
		SrO	$Sr(OH)_2$	Cl_2O	$HClO$	GeO	$Ge(OH)_2$	H_2GeO_2
		RaO	$Ra(OH)_2$	Cl_2O_5	$HClO_3$			
		Fr_2O	$FrOH$	Cl_2O_7	$HClO_4$			

Таблица 4

Растворимость солей и оснований в воде

Остаток	Металлы																		
	K^+	Na^+	Ca^{2+}	Ba^{2+}	NH_4^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg_2^{2+}	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Bi^{3+}	Sn^{2+}
OH^-	Р	Р	М	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–	Н	Н	Н	Н
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	М	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	М	Р	Р	Р	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO_4^{2-}	Р	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Н	Р	Р
SO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–
PO_4^{3-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–
SiO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	–	–
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р

Учебная карта № 6

ХАРАКТЕРИСТИКА ГИДРОКСИДОВ, КАК КЛАССА ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Задание	Ориентировочные признаки	Алгоритм действия	Форма записи
Укажите, какие из указанных веществ являются гидроксидами: $CuSO_4$, NiO, $CrOHCl$, $Zn(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $NaHS$, H_3PO_4, HNO_3, $Cu(OH)_2$	Гидроксиды – это химические соединения, образующиеся непосредственно или косвенным образом из оксида и воды. Гидроксиды – это химические соединения, которые: 1) состоят из трех элементов, среди которых обязательно присутствуют: и 2) водород и 3) кислород	Используйте алгоритм, приведенный в учебной карте № 3	$Sn(OH)_2$ 1. + 2. + 3. +	+ $Sn(OH)_2$ – это гидроксид $KHCO_3$ 1. – 2. + 3. +	– $KHCO_3$ – это не гидроксид N_2O 1. – 2. – 3. +	– N_2O – это не гидроксид KHS 1. + 2. + 3. –	– KHS – это не гидроксид

Ответьте письменно на следующие вопросы, объясните свой ответ:

1. Химическое соединение состоит из металла, водорода и кислорода. Будет ли это гидроксид?
2. Химическое вещество состоит из цинка и двух неметаллов. Можно ли сказать, что это гидроксид?
3. Соединение получено в результате соединения CO_2 и H_2O. Будет ли это гидроксид? 4. Будет ли соединение гидроксидом, если при нагревании оно разлагается на CuO и H_2O? 5. Химическое вещество состоит из натрия, серы и водорода. Является ли оно гидроксидом? 6. Составьте такое задание, чтобы присутствовал один из признаков, а о втором нельзя было дать определенного ответа.

Учебная карта № 7

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ХАРАКТЕРА ГИДРОКСИДОВ

<table>
<tr><th>Задание</th><th colspan="3">Ориентировочные признаки</th><th>Алгоритм действия</th><th colspan="5">Форма записи</th></tr>
<tr><td rowspan="6">Определите характер гидроксидов: KOH, $HClO$, H_2SiO_3, HNO_3, $Cr(OH)_3$, H_2CrO_4, $Ni(OH)_2$, $HMnO_4$, $HClO_4$, $Fe(OH)_2$, $Pb(OH)_4$, $Cu(OH)_2$, H_3PO_4, $LiOH$</td><td colspan="3" rowspan="2">По характеру гидроксиды подразделяются на:
основные } (основания)
амфотерные }
кислотные (кислоты)
Характер гидроксида определяется:
I) природой элемента, образующего гидроксид;
2) степенью окисления элемента (CO)</td><td rowspan="6">Для определения характера гидроксида установите:
I. Металлом или неметаллом образован гидроксид.
2. Какую степень окисления имеет элемент, образующий гидроксид.</td><td>гидроксид</td><td>элемент, образующий гидроксид</td><td>природа элемента, образующего гидроксид</td><td>CO элемента</td><td>характер гидроксида</td></tr>
<tr><td>$Mg(OH)_2$</td><td>Mg</td><td>металл</td><td>+2</td><td>основной</td></tr>
<tr><td>природа элемента, образующего гидроксид</td><td>CO элемента</td><td>характер гидроксида</td><td>HNO_2</td><td>N</td><td>неметалл</td><td>+3</td><td>кислотный</td></tr>
<tr><td>металл</td><td>+I, +2</td><td>основной</td><td>$Sn(OH)_4$</td><td>Sn</td><td>металл</td><td>+4</td><td>амфотерный</td></tr>
<tr><td>металл</td><td>+3, +4, редко +2</td><td>амфотерный</td><td>H_2CrO_4</td><td>Cr</td><td>металл</td><td>+6</td><td>кислотный</td></tr>
<tr><td>металл
неметалл</td><td>+5 и более
любая</td><td>кислотный</td><td>H_2SO_4</td><td>S</td><td>неметалл</td><td>+6</td><td>кислотный</td></tr>
</table>

Учебная карта № 8

СООТВЕТСТВИЕ ОКСИДОВ И ГИДРОКСИДОВ

Задание	Ориентировочные признаки	Алгоритм действия	Форма записи
Из приведенных веществ выберите оксиды и гидроксиды, соответствующие друг другу: Sb_2O_3; CuO; NiO; N_2O_3; SO_3; N_2O_5; SO_2; Al_2O_3; Sb_2O_5; ZnO, Cu_2O; CrO_3; Cr_2O_3; HNO_2; H_3SbO_4; $H_2Cr_2O_7$; $Cu(OH)_2$; HNO_3; $Sb(OH)_3$; H_2SO_3; H_2SO_4; $NaOH$; $Cr(OH)_3$; $Al(OH)_3$; $Ni(OH)_2$	Оксид и гидроксид соответствуют друг другу, если они имеют одинаковый химический характер, то есть: 1) они образованы одним и тем же элементом, и 2) степень окисления этого элемента в оксиде и в гидроксиде одинаковая	Для определения соответствия оксида и гидроксида установите наличие каждого признака, воспользовавшись алгоритмом действия карты № 3	CuO и $Cu(OH)_2$ 1. + 2. + + соответствуют ZnO и $Ni(OH)_2$ 1. – 2. + – не соответствуют SnO_2 и $Sn(OH)_2$ 1. + 2. – – не соответствуют

3. Взаимодействием некоторых неметаллов с водородом и растворением полученного продукта в воде

$$H_2 + Cl_2 = \underset{газ}{2HCl} \xrightarrow{H_2O} 2HCl \quad \text{(кислота).}$$

4. Действием концентрированной серной кислоты на сухие соли (хлориды, нитраты)

$$\underset{сухая}{2NaCl} + \underset{конц.}{H_2SO_4} = 2HCl + Na_2SO_4 ,$$

$$\underset{сухая}{2NaNO_3} + \underset{конц.}{H_2SO_4} = 2HNO_3 + Na_2SO_4 .$$

Для ряда кислот имеются свои особые способы получения.

8. СОЛИ

Солью называется продукт полного или частичного замещения катионов водорода в молекуле кислоты металлом или гидроксогрупп в молекулах оснований кислотными остатками. Все соли являются сильными электролитами и в водных растворах практически целиком распадаются на ионы.

Различают следующие типы солей:
средние (нормальные) соли;
кислые соли;
основные соли;
двойные соли;
комплексные соли.

8.1. Средние (нормальные) соли

Средние соли - продукты полного замещения катионов водорода в молекуле кислоты катионами металла или гидроксогрупп основания кислотными остатками.

Формулы средних солей составляются, исходя из заряда катиона металла и кислотного остатка, не содержащего водорода (см.уч. карту № II).

В водных растворах средние соли диссоциируют на катионы металла и анионы кислотных остатков, не содержащие водорода. При этом индексы проставляются коэффициентами перед ионом. Например:

$$Cr_2(SO_4)_3 \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} .$$

Учебная карта № 9

ХАРАКТЕРИСТИКА СОЛЕЙ, КАК КЛАССА ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Задание	Ориентировочные признаки	Алгоритм действия	Форма записи			
			формула соединения	основной остаток	кислотный остаток	ответ
Выберите из приведенных соединений соли: $CuSO_4$; Na_2O; $ZnOHCl$; HCl; $NaCl$; $H_2Cr_2O_7$; O_2 $Cr_2(SO_4)_3$; KH_2PO_4; $FeCl_3$; ZnO $CrOHSO_4$ $NaOH$; $(FeOH)_2SO_4$ $Zn(HSO_4)_2$ H_3PO_4; K_3PO_4	Соли - химические соединения, которые состоят из: I) кислотных остатков и 2) основных остатков	Определите наличие каждого из признаков по алгоритму, приведенному в учебной карте № 3	$NiSO_4$	Ni^{2+}	SO_4^{2-}	соль
			$(CuOH)_2SO_4$	$CuOH^+$	SO_4^{2-}	соль
			KOH	K^+	—	не соль
			$HClO_4$	—	ClO_4^-	не соль
			KHS	K^+	HS^-	соль

Учебная карта № 10

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ХАРАКТЕРА СОЛИ

Задание	Ориентировочные признаки			Алгоритм действия	Форма записи			
Определите характер солей: $NaCl$; $Cu(NO_3)_2$; NH_4HCO_3; $CuOHCl$; $K_2Cr_2O_7$; $PbOHNO_3$; $Sn(NO_3)_2$; $CrOHSO_4$; $(FeOH)_2SO_4$; $Ca(HCO_3)_2$; $(NH_4)_2SO_3$; $NiHPO_4$; $SbOHCl_2$	Соли подразделяются на:			Выпишите формулу соли. Если в состав молекулы входит водород H^+, за исключением иона NH_4^+, то это кислая соль. Если в состав молекулы соли входит гидроксильная группа OH^-, то это основная соль. Если в состав молекулы не входят ни H^+, ни OH^-, то это средняя соль.	формула соли	основной остаток	кислотный остаток	характер соли
	кислые – соли, включающие кислотный остаток, содержащий катион водорода. При растворении кислых солей в воде образуются катионы металла и анионы, содержащие H^+	средние – соли, состоящие из основного остатка без OH^- группы и кислотного остатка без катионов H^+. При растворении в воде образуются катионы металла и анионы кислотного остатка	основные – соли состоят из катиона основного остатка, содержащего ион OH^-, и кислотного остатка		K_2SiO_3	K^+	SiO_3^{2-}	средняя
					$NiOHCl$	$NiOH^+$	Cl^-	основная
					$CuHPO_4$	Cu^{2+}	HPO_4^{2-}	кислая

Учебная карта № II

СОСТАВЛЕНИЕ ФОРМУЛ СРЕДНИХ СОЛЕЙ

Задание	Алгоритм действия	Пример
Запишите формулы средних солей, образованных: $NaOH$ и H_3PO_4 $Cr(OH)_3$ и H_2SO_4 $Fe(OH)_2$ и H_2SO_4 $Fe(OH)_3$ и H_2SO_4 KOH и HNO_3 $Cu(OH)_2$ и H_2S $Zn(OH)_2$ и HCl $Ni(OH)_2$ и HNO_3 $Al(OH)_3$ и HJ	I. Запишите ион металла основания 2. Поставьте его заряд 3. Запишите формулу кислотного остатка, кислоты, не содержащего водород 4. Поставьте заряд кислотного остатка 5. Составьте соль, образованную выписанными Вами катионом металла и анионом кислотного остатка. Если заряды катиона металла и кислотного остатка одинаковые, то в состав соли входят один катион металла и один кислотный остаток. Количество катионов металла в соли равно абсолютной величине заряда кислотного остатка. Количество кислотных остатков равно абсолютной величине заряда катиона металла.	$Cu(OH)_2$ и H_2SO_4 Cu^{2+} SO_4^{2-} $\|2+\| = \|2-\|$ $CuSO_4$ $Al(OH)_3$ и H_2SO_4 Al^{3+} SO_4^{2-} $Al_2(SO_4)_3$

Заряды катиона равны индексу аниона, а заряд аниона равен индексу катиона в формуле соли. Если индексов нет, значит абсолютные величины зарядов катиона и аниона одинаковые:

$$CrPO_4 = Cr^{3+} + PO_4^{3-},$$
$$CuSO_4 = Cu^{2+} + SO_4^{2-},$$
$$KCN = K^+ + CN^-.$$

Названия солей определяются названием кислотного остатка и металла. Они указаны в таблице I.

8.I.I. Химические свойства солей

I. Две соли могут реагировать между собой с получением двух новых солей. Такая реакция протекает, если хотя бы один из продуктов реакции нерастворим. Растворимость средних солей приведена в таблице 4.

$$AgNO_3 + KCl = AgCl\downarrow + KNO_3.$$

2. Соли взаимодействуют со щелочами, если получаемое в результате реакции основание труднорастворимо, либо является слабым электролитом. (Растворимость оснований можно проверить по таблице 4, а силу электролита - по таблице 5)

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4,$$
$$NH_4Cl + NaOH = \underset{\text{слабое основание}}{NH_4OH} + NaCl.$$

3. Соли взаимодействуют с кислотами, если вновь полученная кислота является слабой, либо вновь полученная соль труднорастворима:

$$Cu(NO_3)_2 + H_2S = CuS\downarrow + 2HNO_3,$$
$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + \underset{\text{слабая кислота}}{H_2CO_3}.$$

4. Средние соли взаимодействуют с избытком кислоты с образованием кислой соли:

$$CaCO_3 + H_2CO_3 = Ca(HCO_3)_2.$$

4. Соли взаимодействуют с металлами. Реакция протекает, если: I) исходная соль растворима; 2) металл должен быть активнее металла, входящего в состав соли.

Активность металлов можно проверить по ряду активности в таблице 2.

$$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu.$$

Если в реакцию вступает щелочной металл, то он взаимодействует с водой, а щелочь, которая при этом получается, взаимодействует с солью.

Окислительно-восстановительные реакции, которые протекают при взаимодействии солей, будут рассмотрены в разделе "Окислительно-восстановительные реакции".

Таблица 5

Сильные, слабые электролиты

Сильные электролиты	Слабые электролиты
Практически все соли	-
$NaOH; KOH; LiOH; CsOH; RbOH, FrOH; Ca(OH)_2; Ba(OH)_2; Ra(OH)_2; Sr(OH)_2$	NH_4OH и все нерастворимые в воде гидроксиды
$HCl; HBr; HJ; HNO_3; HClO_4; HMnO_4; H_2SO_4$	$H_2S; H_2SO_3; HNO_2; HF; H_2CO_3; CH_3COOH; HCN$ и все остальные кислоты, не указанные среди сильных кислот

8.I.2. Получение солей

I. Действием металла на кислоту:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow.$$

2. Взаимодействием кислоты с основанием

$$HF + NaOH = NaF + H_2O.$$

3. Действием кислоты на оксид металла

$$H_2SO_4 + FeO = FeSO_4 + H_2O.$$

4. Взаимодействием двух растворимых солей

$$ZnCl_2 + Na_2S = ZnS\downarrow + 2NaCl.$$

5. Действием кислоты на соль

$$2HCl + CaCO_3 = CaCl_2 + H_2CO_3 \begin{matrix} \nearrow CO_2\uparrow \\ \searrow H_2O \end{matrix}.$$

6. Действием щелочи на соль

$$2NaOH + CuSO_4 = Na_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow.$$

7. Непосредственным соединением металла с неметаллом

$$Fe + S = FeS.$$

8. Соединением основного и кислотного оксидов

$$CaO + SO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaSO_4.$$

9. Действием кислотного оксида на основание

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3.$$

10. Взаимодействием металла с солью другого металла

$$Cu + 2AgNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2Ag.$$

8.2. Кислые соли (гидросоли)

Кислые соли - продукты неполного замещения водорода в молекулах кислоты атомами металлов. Кислые соли могут образовывать только многоосновные кислоты, т.к. в этом случае может происходить постепенное замещение атомов водорода в кислоте. Кислые соли получаются в реакции нейтрализации при недостатке основного гидроксида. Например, для получения нормальной соли Na_3PO_4 необ-

ходимо взять 3 моля NaOH и I моль H_3PO_4:

$$3\,NaOH + H_3PO_4 = Na_3PO_4 + 3H_2O\ .$$

Если взять только 2 моля NaOH, то один атом водорода в молекуле кислоты окажется не замещенным:

$$2\,NaOH + H_3PO_4 = Na_2HPO_4 + 2H_2O\ .$$

Образуется кислая соль Na_2HPO_4.

Еще одна кислая соль может образоваться, если взять только I моль NaOH:

$$NaOH + H_3PO_4 = NaH_2PO_4 + H_2O\ .$$

Кислая соль может получиться при взаимодействии средней соли с избытком кислоты: $Na_2SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4$.

8.2.I. Названия кислых солей

Названия кислых солей образуются путем добавления слова "кислый" (ая, ое) к русскому названию нормальной соли или слова "гидро" с префиксом из греческих числительных к названию соли по международной номенклатуре.

NaH_2PO_4 – кислый фосфорнокислый натрий однозамещенный или дигидрофосфат натрия

Na_2HPO_4 – кислый фосфорнокислый натрий двузамещенный или гидрофосфат натрия.

Количество кислых солей, образуемых кислотой, равно ее основности минус единица.

Двухосновные кислоты образуют один ряд кислых солей, трехосновные – два и т.д.

Формулы кислых солей составляются с учетом заряда металла и кислотного остатка (см.учебную карту № I2).

Кислые соли взаимодействуют с основанием с получением нормальной соли и воды:

$$NaHSO_4 + NaOH = Na_2SO_4 + H_2O\ .$$

Все остальные свойства аналогичны свойствам нормальных солей.

Учебная карта № 12

СОСТАВЛЕНИЕ ФОРМУЛ КИСЛЫХ СОЛЕЙ

Задание	Алгоритм действия	Пример
Составьте формулы кислых солей, образованных: H_2SO_4 и $NaOH$ H_2CO_3 и $Ca(OH)_2$ H_2S и $Cu(OH)_2$ H_3PO_4 и $Al(OH)_3$ H_3AsO_3 и $Zn(OH)_2$ H_3SbO_3 и $Cr(OH)_3$ H_2SiO_3 и NH_4OH	I. Выпишите металл основания 2. Поставьте заряд иона металла 3. Выпишите все кислотные остатки кислоты, содержащие водород 4. Поставьте заряд кислотных остатков 5. Составьте последовательно кислые соли, образованные металлом к каждым из записанных Вами кислотных остатков 6. Проставьте количество катионов металла и кислотных остатков. (Определите, пользуясь алгоритмом действия учебной карты № II, пункт 5)	$NaOH$ и H_3PO_4 $Na^+ \rightarrow H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} NaH_2PO_4 Na_2HPO_4 $Fe(OH)_3 + H_2SO_4$ Fe^{3+} HSO_4^- $Fe(HSO_4)_3$

8.2.2. Способы получения кислых солей

I. При неполном замещении иона водорода в многоосновной кислоте (избыток кислоты):

$$H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O.$$

2. Взаимодействие гидроксида с кислотным оксидом:

$$NaOH + CO_2 = NaHCO_3.$$

3. Действием многоосновной кислоты на среднюю соль:

$$CaCO_3 + H_2CO_3 = Ca(HCO_3)_2.$$

8.3. Основные соли (гидроксосоли)

Основные соли - продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании кислотными остатками.

Основные соли могут образовывать только многокислотные основания, т.к. в этом случае может происходить постепенное замещение гидроксогруппы. Основные соли образуются при взаимодействии кислот с основаниями, когда основание взято в избытке.

$$Fe(OH)_3 + HCl = Fe(OH)_2Cl + H_2O,$$
$$Fe(OH)_3 + 2HCl = FeOHCl_2 + H_2O.$$

Количество основных солей, образуемых основанием, равно кислотности минус единица.

Поэтому двухкислотные гидроксиды образуют один ряд основных солей, трехкислотные - 2 ряда солей и т.д. Основные соли состоят из основного остатка (металл с гидроксогруппами) и кислотного остатка. Формула основной соли составляется с учетом степеней окисления основного и кислотного остатков. СО основного остатка равна количеству гидроксогрупп, отнятых от основания, со знаком "плюс" (см.учебную карту № 13).

Название основных солей: "основная" (ой, ое) и название средней соли по русской номенклатуре или перечислением гидроксильных анионов. Например:

$MgOHCl$ - основной хлорид магния или хлорид гидроксо-магния

$Al(OH)_2Cl$ - основной хлорид алюминия однозамещенный или хлорид дигидроксо-алюминия.

Учебная карта № 13
СОСТАВЛЕНИЕ ФОРМУЛ ОСНОВНЫХ СОЛЕЙ

Задание	Алгоритм действия	Пример
Составьте формулы основных солей, образованных: $Ni(OH)_2$ и H_2SO_4 $Cu(OH)_2$ и H_2S $Al(OH)_3$ и HCl $Cr(OH)_3$ и H_2SiO_3 $Fe(OH)_3$ и HNO_3 $Ca(OH)_2$ и H_3PO_4 $Zn(OH)_2$ и HF $Bi(OH)_3$ и H_3PO_4	1. Запишите ионы основных остатков, содержащие гидроксильную группу OH^- 2. Поставьте заряд основного остатка 3. Запишите кислотный остаток, не содержащий водорода 4. Запишите формулу соли, образованную выписанными Вами основными и кислотными остатками 5. Проставьте количество кислотных и основных остатков (Пользуясь алгоритмом действия учебной карты № 11, пункт 5)	$Sn(OH)_2$ и H_2SO_4 $SnOH^+$ SO_4^{2-} $(SnOH)_2SO_4$ $Fe(OH)_3$ и H_3PO_4 $Fe(OH)_2^+ \rightarrow PO_4^{3-}$ $FeOH^{2+} \nearrow$ $[Fe(OH)_2]_3PO_4$ $(FeOH)_3(PO_4)_2$

8.3.1. Химические свойства основных солей

1. Практически все основные соли нерастворимы в воде. Поэтому при записи ионного уравнения реакции растворения их в кислотах формулы основных солей записываются в виде молекулы (не расписываются на ионы). Однако, если соли получается так мало, что насыщения раствора не происходит, соль находится в растворе в диссоциированном состоянии, как и все сильные электролиты. Поэтому в ионных уравнениях гидролиза солей основные соли записываются в виде ионов (см.стр. 68).

2. Основные соли взаимодействуют с кислотой с получением нормальной соли и воды:

$$NiOHCl + HCl = NiCl_2 + H_2O.$$

Все остальные свойства аналогичны свойствам нормальных солей.

8.3.2. Способы получения основных солей

1. При неполной нейтрализации основания кислотой (недостаток кислоты):

$$Cu(OH)_2 + HCl = CuOHCl + H_2O.$$

2. Взаимодействие избытка основания с солью того же металла:

$$Ca(OH)_2 + CaCl_2 = 2CaOHCl.$$

3. Взаимодействие щелочи с нормальной солью:

$$2CuSO_4 + 2NaOH = (CuOH)_2SO_4 + Na_2SO_4.$$

Кислые и основные соли могут образоваться в незначительном количестве при гидролизе нормальных солей

4. Взаимодействие солей с водой (гидролиз) рассматривается в главе II.

Учебная карта № 14

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ

Задание: запишите уравнения реакций: $Ni_2O_3 + HCl$; $Na_2O + H_2O$; $CrO + SO_3 \rightarrow$; $CuO + H_2SO_4 \rightarrow$; $Cu_2O + HCl \rightarrow$; $CuO + H_2O$;

Теоретические основы	Алгоритм действия	Пример
Основные оксиды взаимодействуют с: I) кислотными оксидами;	I. Для записи реакции взаимодействия основного оксида с кислотным оксидом:	$CuO + SO_2 \rightarrow H_2SO_3$
	I. Напишите формулу кислоты, соответствующую кислотному оксиду, вступающему в реакцию (при необходимости пользуйтесь учебной картой № 6 и таблицей 3)	Cu^{2+} и SO_3^{2-}
	2. В продуктах реакции запишите формулу средней соли, составленной металлом основного оксида и кислотным остатком записанной вами кислоты	$CuSO_3$. $CuO + SO_2 = CuSO_3$
	3. В случае необходимости проставьте коэффициенты в уравнение реакции	
II) кислотами;	II. Для записи реакций взаимодействия основного оксида с кислотой запишите в продуктах реакции среднюю соль, образованную металлом основного оксида и кислотным остатком кислоты, прибавьте воду. При необходимости проставьте коэффициенты в уравнении реакции	$NiO + HCl \rightarrow$ $NiCl_2 + H_2O$ $NiO + 2HCl = NiCl_2 + H_2O$
III) водой, если при этом получается растворимый гидроксид	III. Чтобы записать реакцию растворения основного оксида в воде:	
	I. Под формулой основного оксида запишите формулу гидроксида, соответствующего данному оксиду (в случае необходимости воспользуйтесь учебной картой № 7)	
	2. По таблице растворимости определите, растворим ли записанный вами гидроксид. Если растворим, запишите формулу этого гидроксида в продуктах реакции	$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$ KOH
	3. В случае необходимости проставьте коэффициенты	

Учебная карта № 15

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТНЫХ ОКСИДОВ

Задание	Теоретические основы	Алгоритм действия	Примеры
Запишите реакции взаимодействия: $CO_2 + CuO \rightarrow$ $SO_2 + NaOH \rightarrow$ $SiO_2 + KOH \rightarrow$ $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$ $P_2O_5 + Ca(OH)_2$	Кислотные оксиды взаимодействуют с: 1) основными оксидами; 2) основаниями; 3) водой (за исключением SiO_2; WO_3	I. Для записи реакции взаимодействия кислотного оксида с основным оксидом воспользуйтесь алгоритмом учебной карты № 14 II. Для записи реакции взаимодействия кислотного оксида с гидроксидом: 1. Запишите под формулой оксида соответствующую ему кислоту 2. В продуктах реакции: а) запишите формулу средней соли, образованной металлом основного гидроксида и кислотным остатком записанной вами кислоты; б) прибавьте воду 3. Проставьте коэффициенты III. Для записи реакции взаимодействия кислотного оксида с водой запишите в продуктах формулу кислоты, соответствующей оксиду. Проставьте коэффициенты	$CrO_3 + 2NaOH \rightarrow$ H_2CrO_4 $\rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$ $SO_2 + H_2O \rightarrow$ $\rightarrow H_2SO_3$

Учебная карта № 16

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ОКСИДОВ

Задание	Теоретическое обоснование	Алгоритм действия	Пример
Запишите реакции $ZnO + NaOH \to$ $Al_2O_3 + KOH \to$ $ZnO + HCl \to$ $Cr_2O_3 + NaOH \to$ $SnO_2 + KOH \to$	Амфотерные оксиды взаимодействуют: 1) с кислотами; 2) со щелочами	I. Для записи реакции взаимодействия амфотерного оксида с кислотой запишите в продуктах реакции: а) среднюю соль, образованную металлом амфотерного оксида и кислотным остатком кислоты; б) прибавьте воду; в) уравняйте уравнение	$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \to$ $Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$
		II. Для записи реакции амфотерного оксида со щелочью:	$Al_2O_3 + NaOH \to$
		1. Запишите формулу гидроксида, соответствующего оксиду	$Al(OH)_3$
		2. Перепишите формулу гидроксида так, как принято записывать кислоты, т.е. первыми поставьте атомы водорода	H_3AlO_3
		3. Запишите формулу последнего кислотного остатка этой кислоты (не содержащего водорода)	AlO_3^{3-}
		4. Запишите в продуктах реакции: а) формулу соли, образованной металлом щелочи и записанным Вами кислотным остатком; б) прибавьте воду	$Al_2O_3 + 6NaOH -$ $2Na_3AlO_3 + 3H_2O$
		5. Проставьте коэффициенты	

Учебная карта № 17
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Задание	Теоретическая основа	Алгоритм действия	Пример
Приведите уравнения следующих возможных реакций: $H_2SO_4 + ZnO \rightarrow$ $HCl + Sb_2O_3 \rightarrow$ $H_2CO_3 + CaCO_3 \rightarrow$ $ZnS + HCl \rightarrow$ $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$	Кислоты могут вступать в реакцию с: 1) основными оксидами с образованием соли и воды; 2) с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации). При недостатке основания образуются кислые соли, при недостатке кислоты образуются основные соли. Если кислота и соль взяты в количествах, достаточных для полной нейтрализации – образуется средняя соль; 3) со средними солями с образованием новой соли и новой кислоты только в том случае,	1. Для записи реакции взаимодействия кислоты с основным оксидом воспользуйтесь учебной картой № 14 2. Для записи реакции кислоты и основания выпишите: а) катион металла и все кислотные остатки и составьте возможные формулы кислых и средней солей (см.уч.карты №№ 11, 12); б) основные остатки, содержащие гидроксильную группу, и кислотный остаток из кислоты, не содержащий водород, и составьте формулы основных солей (см.уч.карту № 13). 3. Для записи реакции взаимодействия кислоты и соли в продуктах реакции записать новую соль, образованную тем же металлом и кислотным остатком от кислоты, вступающей в реакцию; и новую кислоту, в состав которой входит кислотный остаток, вступающий в реакцию соли.	H_2SO_4 и $Cu(OH)_2$ а) $HSO_4^- \rightarrow Cu^{2+}$ $SO_4^{2-} \rightarrow$ $2H_2SO_4 + Cu(OH)_2 = Cu(HSO_4)_2 + 2H_2O$ $H_2SO_4 + Cu(OH)_2 = CuSO_4 + H_2O$ б) SO_4^{2-} $CuOH^+$ $H_2SO_4 + 2Cu(OH)_2 = (CuOH)_2SO_4 + 2H_2O$ 3. $CuCl_2$ и $H_2S = CuS\downarrow + 2HCl$

Продолжение учебной карты № I7

Задание	Теоретическая основа	Алгоритм действия	Пример
$(CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$ $Al + HCl \rightarrow$ $CuSO_4 + H_2S \rightarrow$ $FeHSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$ $Zn(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$ $Ni(OH)_2 + HCl \rightarrow$ $FeOHSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$	а) более сильная кислота вытесняет менее сильную; б) новая соль выпадает в осадок. Эта реакция может протекать с образованием кислой соли при избытке кислоты; 4) с основными солями с образованием средней соли и воды; 5) с металлами, если металл активнее водорода. В результате получается соль и газообразный водород. (С концентрированными кислотами и HNO_3 идут окислительно-восстановительные реакции). Если соль труднорастворима, реакция прекращается.	Проверьте по таблице растворимости 4, растворима ли полученная соль. Если растворима, проверьте, какая кислота сильнее. Если полученная кислота слабее вступающей в реакцию или полученная соль нерастворима, запишите уравнение реакции, поставьте коэффициенты. 4. Для записи реакции кислоты с основной солью в продуктах запишите формулу средней соли и воды. Поставьте коэффициенты. 5. Для записи реакции взаимодействия кислоты с металлом проверить по ряду напряжений (табл. 2) активность металла. Если металл активнее водорода, запишите в продуктах реакции соль, образованную металлом и кислотным остатком кислоты и молекулу водорода. Проверить по таблице растворимости, растворима ли полученная соль. Если растворима - поставить коэффициенты в уравнении. Если соль нерастворима - указать, что реакция не идет.	а) $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3$. б) $BaCl_2 + H_2SO_4 = \downarrow BaSO_4 + 2HCl$ 4. $NiOHCl + HCl = NiCl_2 + H_2O$ 5. $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$

Учебная карта № 18

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ГИДРОКСИДОВ

Задание	Теоретические основы	Алгоритм действия	Пример
Приведите уравнения реакций:	Основные гидроксиды взаимодействуют с:	Для составления уравнения взаимодействия основного гидроксида с:	$ZnCl_2$ и $NaOH$
$Cu(OH)_2 + SO_2 \rightarrow$	1) кислотным оксидом;	1) кислотным оксидом, воспользуйтесь учебной картой № 15;	
$Fe(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$	2) кислотой;	2) кислотой, воспользуйтесь учебной картой № 17;	
$Cr(OH)_2 + HCl \rightarrow$ $NaOH + CuSO_4 \rightarrow$ $KOH + NH_4Cl \rightarrow$	3) средней солью реагируют щелочи, если вновь получаемое основание выпадает в осадок или это NH_4OH. Эта реакция может протекать с образованием основной соли и воды в случае недостатка щелочи;	3) со средней солью, запишите продукты реакции: а) новую соль, образованную металлом щелочи и кислотным остатком соли; б) новое основание, образованное металлом соли; в) проверьте, растворимо ли новое основание, если основание нерастворимо или это NH_4OH, то реакция пойдет, в противном случае реакция не идет;	$ZnCl_2 + 2NaOH = Zn(OH)_2\downarrow + 2NaCl$ $ZnCl_2 + NaOH = ZnOHCl + H_2O$
$NaOH + KCl \rightarrow$	4) с кислыми солями с образованием средней соли и воды	4) с кислой солью, запишите в продуктах формулу средней соли и воды. Проставьте коэффициенты	$NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$

Учебная карта № I9

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

Задание	Теоретические основы	Алгоритм действия	Пример
Приведите уравнения реакций: $Zn(OH)_2 + NaOH \rightarrow$ $Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow$ $Cr(OH)_3 + KOH \rightarrow$ $Cr(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow$ $Al(OH)_3 + KOH \rightarrow$	Амфотерные гидроксиды взаимодействуют с: I) кислотами; 2) щелочами	Для записи реакции амфотерных гидроксидов: I) с кислотой: а) запишите в продуктах среднюю соль, образованную металлом гидроксида и кислотным остатком кислоты; б) прибавьте воду; в) проставьте коэффициенты; 2) со щелочью: а) перепишите формулу амфотерного основания так, как принято записывать кислоты, т.е. первыми поставьте атомы водорода; б) запишите в продуктах формулу средней соли, образованной металлом щелочи и кислотным остатком кислоты (амфотерного гидроксида); в) прибавьте воду; г) проставьте коэффицианты	$Pb(OH)_2 + 2HNO_3 =$ $= Pb(NO_3)_2 + 2H_2O$ $Pb(OH)_2 + NaOH =$ $H_2PbO_2 + NaOH =$ $= Na_2PbO_2 + 2H_2O$

Учебная карта № 20

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

Задание	Теоретические основы	Алгоритм действия	Пример
Приведите уравнения реакций: $CuCl_2 + NH_4OH \rightarrow$ $ZnCl_2 + NaOH \rightarrow$ $ZnS + HCl \rightarrow$ $CrCl_3 + AgNO_3 \rightarrow$ $NiOHCl + HCl \rightarrow$ $NaHS + NaOH \rightarrow$ $NiCl_2 + Zn$ $BaCl_2 + KNO_3 \rightarrow$	Соли реагируют с: I) кислотами, если более сильная кислота вытесняет более слабую или если новая соль труднорастворима; 2) щелочами, если образуется труднорастворимое основание или NH_4OH; 3) другими солями, если одна из полученных солей труднорастворима; 4) с металлом, если он активнее металла, входящего в состав соли; 5) кислые соли взаимодействуют со щелочами с образованием средней соли и воды; 6) основные соли взаимодействуют с кислотами с образованием средней соли и воды.	I,2. Для записи реакции соли с кислотами и щелочами воспользуйтесь учебными картами № I7, I8. 3. Чтобы записать реакцию соли с другой солью, запишите в продуктах реакции две новые соли, поменяв местами катионы и анионы. Если одна из них труднорастворима, реакция пойдет. Если обе соли растворимы - реакция не пойдет. 4. Для записи реакции соли с металлом проверьте по ряду напряжения активность металла, вступающего в реакцию с солью и катиона металла, входящего в состав соли, учитывая, что чем левее стоит металл в ряду напряжения, тем он активнее. Если металл, вступающий в реакцию активнее, запишите в реакцию новую соль, образованную катионом металла, вступавшего в реакцию с солью, и кислотным остатком соли, прибавьте металл в свободном состоянии. 5. Для записи реакции кислой соли со щелочью смотри учебную карту № I8. 6. Для записи реакции основной соли с кислотой смотри учебную карту № I7.	3. $AgNO_3 + KCl = AgCl\downarrow + KNO_3$ $KNO_3 + NaCl \neq$ 4. $CuSO_4 + Zn = ZnCl_2 + Cu$ $CuSO_4 + Ag \neq$

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

	Основной оксид	Кислотный оксид	Амфотерный оксид	Щелочь	Кислоте	Амфотерный гидроксид	Соль
Основной оксид	—	соль (T^0)	соль (T^0)	—	соль+вода	соль+вода	—
Кислотный оксид	соль (T^0)	—	соль (T^0)	соль+вода	—	соль+вода	—
Амфотерный оксид	соль (T^0)	соль (T^0)	—	соль+вода	соль+вода	—	—
Основной гидроксид	—	соль+вода	соль+вода	—	соль+вода	соль+вода	если новое основание труднорастворимо
Кислота	соль+вода	—	соль+вода	соль+вода	—	соль+вода	если новая к-та слабая или соль труднораств.
Амфотерный гидроксид	соль+вода (T^0)	соль+вода (T^0)	—	соль+вода	соль+вода	—	—
Средняя соль	—	—	—	соль+основание (слабое или нерастворимое)	соль+к-та (новая соль нерастворим. или новая к-та слабая)	—	соль+соль (одна из получ. солей нераствор.)
Кислая соль	—	—	—	средняя соль+вода	—	—	—
Основная соль	—	—	—	—	средняя соль+вода	—	—

9. ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Графическое изображение формулы химических соединений позволяет наглядно представить, в какой последсвательности соединены атомы в молекуле, как протекает химический процесс, какие части молекулы остаются неизмененными при химическом взаимодействии, где происходит разрыв химической связи. Число черточек в графической формуле соответствует степени окисления элемента. Для составления графических формул надо знать степени окисления элементов, входящих в соединение и помнить, что элементы с положительными степенями окисления чаще всего непосредственно соединены с элементами, имеющими отрицательные степени окисления.

Однако, графичоские формулы являются только схематичным изображением молекулы и не отражают истинного расположения атомов в пространстве относительно друг друга.

Оксиды

K_2O — K–O–K (K> O)

BaO — Ba=O

Al_2O_3 — O=Al–O–Al=O

P_2O_5 — (O=)(O=)P–O–P(=O)(=O)

Основные и амфотерные гидроксиды

KOH — K–O–H

$Ba(OH)_2$ — Ba(–O–H)(–O–H)

$Al(OH)_3$ — Al(–O–H)(–O–H)(–O–H)

Кислоты

HNO_3 — H–O–N(=O)(=O)

H_2CO_3 — (H–O–)(H–O–)C=O

H_2S — (H–)(H–)S

H_2SO_4 $\quad H_3PO_4$ $\quad HClO_4$

$$\begin{matrix} H-O \\ H-O \end{matrix} > S \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix} \qquad \begin{matrix} H-O \\ H-O \\ H-O \end{matrix} - P = O \qquad H-O-Cl \begin{matrix} // O \\ = O \\ \searrow O \end{matrix}$$

Атомы водорода в кислородсодержащей кислоте соединены с центральным атомом через кислород.

Соли

Нормальные соли можно представить, как продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл. Например, для образования соли $Fe_2(SO_4)_3$ необходимо 3 молекулы H_2SO_4, в которых 6 атомов водорода будут замещены 2 атомами железа со степенью окисления +3.

$$Fe^{+3}\left\{\begin{matrix} H-O \\ H-O \\ H-O \end{matrix}\right. \begin{matrix} > S(=O)_2 \\ \\ > S(=O)_2 \end{matrix} \quad Fe^{+3}\left\{\begin{matrix} H-O \\ H-O \\ H-O \end{matrix}\right. > S(=O)_2 \;\rightarrow\; Fe \begin{matrix} -O \\ -O \\ -O \end{matrix} \begin{matrix} > S(=O)_2 \\ \\ > S(=O)_2 \end{matrix} \quad Fe \begin{matrix} -O \\ -O \\ -O \end{matrix} > S(=O)_2$$

В кислой соли не все атомы водорода в формуле кислоты замещены атомами металла. Например, $Ca(H_2PO_4)_2$ один атом кальция заменен двумя атомами водорода в 2-х молекулах фосфорной кислоты.

$$\begin{matrix} H-O \\ H-O \\ Ca\left\{\begin{matrix} H-O \\ H-O \end{matrix}\right. \\ H-O \\ H-O \end{matrix} \begin{matrix} \\ > P=O \\ \\ \\ > P=O \\ \end{matrix} \;\rightarrow\; \begin{matrix} H-O \\ H-O \\ Ca \begin{matrix} <O \\ \;\;O \end{matrix} \\ H-O \\ H-O \end{matrix} \begin{matrix} \\ > P=O \\ \\ \\ > P=O \\ \end{matrix}$$

Графическую формулу основной соли можно составить аналогично, учитывая, что происходит частичная замена гидроксогрупп кислотными остатками.

Соль $(CuOH)_2SO_4$ – один кислотный остаток заменил две гидроксогруппы в 2-х молекулах основания (по одной в каждой молекуле).

$$
\begin{array}{l}
Cu\begin{cases}O-H\\O-H)-O\end{cases}\!\!\diagdown \\
\qquad\qquad\qquad\qquad S\begin{matrix}=O\\=O\end{matrix}\\
Cu\begin{cases}O-H)-O\\O-H\end{cases}\!\!\diagup
\end{array}
\qquad
\begin{array}{l}
Cu\begin{cases}O-H\\O\end{cases}\!\!\diagdown \\
\qquad\qquad S\begin{matrix}=O\\=O\end{matrix}\\
Cu\begin{cases}O\\O-H\end{cases}\!\!\diagup
\end{array}
$$

10. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

При смешении растворов электролитов могут протекать реакции. В результате различных, на первый взгляд, реакций нередко образуются одни и те же вещества. Рассмотрим, например, реакции

$$AgNO_3 + KCl = AgCl\downarrow + KNO_3$$
$$2AgF + CaCl_2 = 2AgCl\downarrow + CaF_2$$
$$CH_3COOAg + NaCl = AgCl\downarrow + CH_3COONa$$

Во всех этих реакциях происходит образование белого, практически нерастворимого в воде осадка хлорида серебра $AgCl$.

С точки зрения теории электролитической диссоциации в водных растворах протекают реакции не между самими электролитами, а между образующими их ионами. Так, в приведенных выше реакциях растворы солей серебра содержали наряду с другими ионами ион Ag^+, а растворы хлоридов – хлорид-ион Cl^-. Во всех реакциях произошло взаимодействие именно между этими ионами с образованием осадка хлорида серебра. Если же хлор входит в состав других ионов или недиссоциированных молекул, то при реакции с ионами серебра осадка образовываться не будет. Например, в реакции между нитратом серебра $AgNO_3$ и хлоратом калия $KClO_3$ осадка хлорида серебра не образуется. Объясняется это тем, что хлорат калия в растворе не образует хлорид-ионов, а диссоциирует следующим образом:

$$KClO_3 \rightarrow K^+ + ClO_3^-$$

При соединении растворов электролитов возможны следующие случаи:

I. Образующиеся вещества - сильные электролиты, хорошо растворимые в воде и полностью диссоциирующие на ионы.

2. Хотя бы один из продуктов реакции - газ, осадок или слабый электролит, плохо диссоциирующий в растворе на ионы.

Рассмотрим конкретные примеры.

I. Реакция между растворами нитрата калия и хлорида натрия (сильные электролиты) в молекулярной форме выразится уравнением

$$KNO_3 + NaCl \rightleftarrows NaNO_3 + KCl.$$

Так как и получившиеся в результате реакции хлорид калия и нитрат натрия являются хорошо растворимыми сильными электролитами, то уравнение можно переписать в ионном виде:

$$K^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- \rightleftarrows Na^+ + NO_3^- + K^+ + Cl^-.$$

Как показывает это уравнение, в растворе до и после смешения солей находятся одни и те же ионы K^+, Na^+ NO_3^-, Cl^-. Никаких изменений в растворе не произошло. Значит смешение солей KNO_3 и $NaCl$ нельзя рассматривать как химическую реакцию, т.к. все ионы находятся в равновесии.

2. Реакция между хлоридом бария и серной кислотой (сильные электролиты) может быть записана следующим образом:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl.$$

Так как сульфат бария $BaSO_4$ в воде практически нерастворим (см. табл. 4), то в растворе после реакции концентрация ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} значительно уменьшится, т.е. они будут удалены из сферы реакции. Равновесие будет смещено вправо. В растворе произошли качественные изменения, свидетельствующие о протекании химической реакции:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.$$

3. Реакция между соляной кислотой и гидроксидом калия (сильные электролиты):

$$HCl + KOH = KCl + H_2O.$$

Вода, получившаяся в результате реакции, является слабо диссоциирующим веществом. Поэтому можно сказать, что ионы H^+ и OH^- связываются и удаляются из зоны реакции. Равновесие этой реакции сдвинуто вправо, то есть она идет практически до конца:

$$H^+ + OH^- = H_2O.$$

4. Реакция между карбонатом натрия и серной кислотой (сильные электролиты)

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2CO_3 \begin{smallmatrix} \nearrow CO_2\uparrow \\ \searrow H_2O \end{smallmatrix}.$$

Образовавшаяся угольная кислота H_2CO_3 – вещество неустойчивое и тотчас распадается на воду и диоксид углерода или углекислый газ. В данном случае в результате реакции получается газообразное вещество и слабый электролит, которые связывают ионы CO_3^{2-} и H^+ и удаляют их из зоны реакции. В ионном виде реакция может быть записана как

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + H_2O + CO_2\uparrow,$$
$$CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2\uparrow.$$

Из приведенных примеров можно сделать несколько выводов:

I. Реакции в растворах электролитов, при которых не происходит изменения степеней окисления ионов, входящих в соединения, называются ионнообменными.

2. В уравнениях ионных реакций вещества труднорастворимые, слабодиссоциирующие и газообразные записываются в виде молекул, а хорошо растворимые сильные электролиты – в виде ионов, на которые они диссоциируют.

3. Реакции обмена в растворах электролитов протекают практически необратимо и до конца в сторону образования осадков (труднорастворимых веществ), газов (легколетучих веществ) и слабых электролитов (малодиссоциирующих соединений). Иначе говоря, равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциированных веществ.

4. Сущность химических реакций в растворах выражают краткие ионные уравнения. Алгоритм записи кратких ионных уравнений приведен в учебной карте № 2I.

Таблица 6

Константы диссоциации некоторых электролитов при 298 К

Электролит		Константа диссоциации
название	формула	
Азотная кислота	HNO_3	43,6
Бромистоводородная кислота	HBr	10^9
Иодистоводородная кислота	HJ	10^{11}
Марганцевая кислота	$HMnO_4$	200
Серная кислота	H_2SO_4	$K_1 = 1000$ $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$
Хлористоводородная кислота	HCl	10^7
Азотистая кислота	HNO_2	$5 \cdot 10^{-4}$
Вода	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$
Кремниевая кислота	H_2SiO_2	10^{-10}
Перекись водорода	H_2O_2	$2 \cdot 10^{-12}$
Плавиковая кислота	HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$
Роданисто-водородная кислота	$HSCN$	$1,4 \cdot 10^{-1}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 10^{-7}$ $K_2 = 10^{-14}$
Синильная кислота	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$
Фосфорная кислота	H_3PO_4	$K_1 = 7,6 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 4,2 \cdot 10^{-13}$
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония	NH_4OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид серебра	$AgOH$	$5 \cdot 10^{-3}$

Учебная карта № 22

ЗАПИСЬ ХОРОШО РАСТВОРИМЫХ СИЛЬНЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ В ВИДЕ ИОНОВ В ИОННЫХ УРАВНЕНИЯХ

Теоретическое обоснование	Алгоритм действия	Примеры
I. Кислоты в водных растворах диссоциируют на катионы водорода H^+ и анионы кислотных остатков	I. В полных ионных уравнениях кислоты нужно записать в виде: - катионов водорода и - анионов кислотных остатков, не содержащих водорода Кислотный остаток имеет столько отрицательных зарядов, сколько катионов водорода входит в молекулу кислоты	I. H_2SO_4 $2H^+ + SO_4^{2-}$
II. Щелочи в водных растворах диссоциируют на катионы металла и гидроксильные анионы OH^-	II. В полных ионных уравнениях щелочи нужно записать в виде - гидроксильных анионов и - катиона металла Катион металла имеет столько положительных зарядов, сколько гидроксильных анионов входит в молекулу щелочи	II. $Ca(OH)_2$ $Ca^{2+} + 2OH^-$
III. Соли в водных растворах диссоциируют на катионы металла и анионы кислотных остатков. Все кислые соли хорошо растворимы в воде. Все основные соли практически нерастворимы в воде.	III. В полных ионных уравнениях соли нужно записать в виде: - катионов металла и анионов кислотных остатков Если соль кислая, то входящий в молекулу водород записывается в кислотном остатке. Сумма зарядов катионов металла должна быть равна сумме зарядов анионов кислотных остатков. Если вы забыли, как определить заряд кислотного остатка, воспользуйтесь учебной картой № 10.	III. $Fe_2(SO_4)_3$ $2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$ $NaHSO_4$ $Na^+ + HSO_4^-$

СОСТАВЛЕНИЕ КРАТКИХ ИОННЫХ

Теоретическое обоснование: Сущность химической реакции, протекающей в растворе, выражается кратким ионным уравнением. В ионных уравнениях часть веществ записывается в виде ионов, а часть - в виде молекул.
В виде ИОНОВ записываются ТОЛЬКО сильные электролиты хорошо растворимые в воде.
В виде МОЛЕКУЛ записываются И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ, И ТРУДНОРАСТВОРИМЫЕ ВЕЩЕСТВА, И ГАЗЫ, И ОКСИДЫ.

Алгоритм действия

Для записи полного ионного уравнения:

I. Запишите молекулярное уравнение реакции (Если Вы затрудняетесь, воспользуйтесь учебными картами с № 14 по № 20)

II. Последовательно для КАЖДОГО вещества и левой, и правой частей молекулярного уравнения проверьте следующее:

1. Является данное вещество оксидом или газом:

   а) если это газ или оксид, выполните пункт 4 а)

   б) если это не газ и не оксид, перейдите к пункту 2

2. Является данное вещество слабым или сильным электролитом (воспользуйтесь таблицей 5)

   а) если это слабый электролит, выполните пункт 4 а)

   б) если это сильный электролит, переходите к пункту 3

3. Насколько растворимо данное вещество (воспользуйтесь таблицей 4)

   а) если это труднорастворимое вещество, выполните пункт 4 а)

   б) если это хорошо растворимое вещество, выполните пункт 4 б)

4. Запишите данное вещество:

   а) В ВИДЕ МОЛЕКУЛЫ

   б) В ВИДЕ ИОНОВ (если Вы забыли, на какие ионы диссоциирует вещество, воспользуйтесь учебной картой № 22

III. Для записи краткого ионного уравнения: исключите из полного ионного уравнения те ионы, которые записаны в одинаковом виде и в левой, и в правой частях полного ионного уравнения.

карта № 21

УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Задание: Составьте молекулярные и краткие ионные уравнения следующих реакций: $Cr(OH)_3 + KOH \rightarrow$; $P_2O_5 + NaOH \rightarrow$
$ZnCl_2 + NH_4OH \rightarrow$ $NaHS + NaOH \rightarrow$ $CuOHCl + HCl \rightarrow$
$H_2S + KOH \rightarrow$ $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow$ $ZnO + NaOH \rightarrow$ $NH_4Cl + NaOH \rightarrow$
$HBr + NH_4OH \rightarrow$ $CuSO_4 + Na_2S \rightarrow$ $CuO + HNO_3 \rightarrow$ $ZnS + HCl \rightarrow$

Пример

I. $CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$

II.

	CO_2	$2NaOH$	Na_2CO_3	H_2O
1.	это оксид	это не газ и не оксид	это не газ и не оксид	это не газ и не оксид
2.		это сильный электролит	это сильный электролит	это слабый электролит
3.		это хорошо растворимое вещество	это хорошо растворимое вещество	

4. $CO_2 + 2Na^+ + 2OH^- = 2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O$

III. $CO_2 + 2OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$

II. ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ТЕМЕ: "СВОЙСТВА КЛАССОВ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ"

На основании изученного теоретического материала и учебных карт выполните следующие задания

I. Выпишите из перечисленных ниже веществ

а) основные оксиды;

б) кислотные оксиды;

в) амфотерные оксиды;

г) основания;

д) кислоты;

е) амфотерные гидроксиды;

ж) нормальные соли;

з) кислые соли;

и) основные соли

и приведите их названия по русской и международной номенклатуре.

CuO; $NaOH$; Na_2O; SO_2; HCl; $CuSO_4$; H_3PO_4; $Ca(OH)_2$; K_2O;
CaO; Al_2O_3; SO_3; N_2O; NO_2; MgO; ZnO; PbO_2; CO_2;
$FeCl_2$; $Cu(OH)_2$; O_2; P_2O_5; Fe_2O_3; $NaNO_3$; $CuHSO_4$;
HBr; $Fe(OH)_3$; $Mg(OH)_2$; $Al(OH)_3$; Cr_2O_3; NaH_2PO_4; Sb_2O_5;
$KHSO_4$; $LiOH$; $Ba(OH)_2$; K_2SO_3; HNO_3; SnO; $NaHCO_3$; Li_2O;
KNO_2; $Cr(OH)_3$; H_2S; $NaSiO_3$; $CrOH(NO_3)_2$; $NaHPO_4$;
$Cu(HS)_2$; HI; $Pb(OH)_2$; $HClO_4$; $AlOHCl_2$; $(MgOH)_2SO_4$;
$CuOHNO_3$; H_2SO_3; $ZnOHCl$; K_2S; $(FeOH)_2SO_4$;
H_2SO_4; $(CaOH)_2CO_3$; $Ca(HSiO_3)_2$; $Al(OH)_2Cl$; $(FeOH)_2CO_3$.

2. Для выписанных Вами оксидов приведите формулы соответствующих им гидроксидов; а для выписанных Вами гидроксидов - формулы соответствующих о к с и д о в (Если этих формул нет среди перечисленных веществ, составьте их самостоятельно)

3. Используя вышеперечисленные соединения, составьте не менее трех уравнений реакций на каждое из химических свойств, характеризующих данный класс соединений.

4. Определите СО подчеркнутого элемента в соединении:

$K\underline{Mn}O_4$; $\underline{N}H_2OH$; $H_2\underline{S}O_4$; $H_3\underline{P}O_3$; $K_2\underline{Cr}_2O_7$; $\underline{N}H_4\underline{N}O_3$;
$\underline{Cr}O_4^{2-}$; $\underline{C}O_3^{2-}$; $H\underline{Cl}O_3$; $\underline{Cl}_2O_7$; $H_2\underline{W}O_4$; $H\underline{Cl}$; I_2.

5. Составьте формулы следующих кислых солей:

а) гидросульфат магния;

б) дигидрофосфат алюминия;

в) гидрофосфат кальция;

г) гидрокарбонат железа (П).

6. Составьте формулы следующих основных солей:

а) фторид гидроксомарганца;

б) сульфит гидроксо-бария;

в) силикат дигидроксо-хрома;

г) нитрат гидроксо-железа (Ш);

д) сульфид гидроксо-цинка.

7. Напишите структурные формулы следующих соединений:

а) кислот: сернистой H_2SO_3, метафосфорной HPO_3, ортофосфорной H_3PO_4, уксусной CH_3COOH;

б) оснований: $NaOH$, $Cr(OH)_3$, $Ti(OH)_4$;

в) солей: $NaSiO_3$, KNO_3, $Ca_3(PO_4)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, Na_2S;

г) оксидов: Mn_2O_7, MgO, Na_2O, V_2O_5.

8. Закончите реакции и напишите их в молекулярной и ионной формах:

а) $CuCl_2 + NH_4OH \rightarrow$

б) $P_2O_5 + KOH \rightarrow$

в) $ZnO + KOH \rightarrow$

г) $NaHSO_4 + NaOH \rightarrow$

д) $CuOHCl + HCl \rightarrow$

е) $H_2S + CuCl_2 \rightarrow$

9. Напишите уравнения нейтрализации в молекулярном и ионном виде соответствующих оснований с кислотами с получением следующих солей:

а) фосфата кальция;

б) нитрата алюминия;

в) сульфата цинка;

г) карбоната калия.

10. Напишите уравнения реакций неполной нейтрализации оснований кислотами (образуются кислые соли):

а) $H_2SO_4 + NaOH \to$

б) $H_3PO_4 + KOH \to$

в) $H_2SO_4 + NH_4OH \to$

II. Напишите уравнения реакций образования основных солей:

а) $ZnCl_2 + NaOH \to$

б) $CuSO_4 + KOH \to$

в) $NiCl_2 + NaOH \to$

I2. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций в растворах между следующими веществами:

а) $Zn(OH)_2 + NaOH \to$

б) $CaCO_3 + HCl \to$

в) $ZnCl_2 + H_2S \to$

г) $(CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4 \to$

д) $CuCl_2 + NH_4OH \to$

е) $(NH_4)_2SO_4 + NaOH \to$

ж) $NiCl_2 + AgNO_3 \to$

з) $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \to$

и) $Pb(NO_3)_2 + K_2SO_4 \to$

к) $Cu(OH)_2 + HCl \to$

л) $H_2S + NaOH \to$

м) $Cr(OH)_3 + KOH \to$

н) $NaHSO_3 + NaOH \to$

о) $CrOHCl + HCl \to$

п) $Zn(HSO_4)_2 + NaOH \to$

р) $MgOHCl + HCl \to$

12. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз - процесс взаимодействия вещества с водой. Гидролизу подвергаются многие вещества. Например:

$$Cl_2 + H_2O = HCl + HClO,$$

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O = C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6,$$

сахароза фруктоза глюкоза

$$Ca_3N_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2NH_3,$$

$$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2.$$

Наиболее широко распространен процесс гидролиза солей, приводящий к возникновению кислой или щелочной реакции солевых растворов.

Геологи и технологи, работающие с природными веществами, так же часто встречаются с явлениями гидролиза. Например, выветривание известняка во влажной атмосфере происходит по реакции:

$$2CaCO_3 + 2H_2O \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2,$$

а при разложении нефелина по реакции:

$$NaAlSiO_4 \rightleftarrows NaAlO_2 + SiO_2,$$

образующийся алюминат натрия гидролизуется:

$$NaAlO_2 + 2H_2O \rightleftarrows Al(OH)_3 + NaOH.$$

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов соли с водой. В растворах солей присутствуют катионы основного остатка и анионы кислотного остатка. Например:

$$CuSO_4 \rightleftarrows Cu^{2+} + SO_4^{2-}.$$

основной остаток основания	кислотный остаток кислоты
$Cu(OH)_2$	H_2SO_4

Процесс гидролиза - реакция ионного обмена, которая протекает потому, что в результате нее образуется малодиссоциирующее вещество. Гидролизу не подвергаются лишь практически нерастворимые в воде соли, например $AgCl$, $CaCO_3$, т.к. в растворах этих

солей очень мало ионов, и соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, например $NaCl$, KNO_3, т.к. при взаимодействии ионов таких солей с водой не образуется слабых электролитов.

Степенью гидролиза (h) называется отношение количества гидролизовавшихся молей к общему числу растворенных в воде молей соли.

Степень гидролиза зависит от температуры, концентрации раствора и от природы ионов, составляющих соль.

При нагревании и разведении раствора степень гидролиза возрастает, что видно из таблиц 7 и 8.

Таблица 7

Зависимость степени гидролиза хлорида хрома (Ш) от температуры (C_{CrCl_3} = 0,0I моль/л)

T°C	0	25	50	75	I00
h, %	4,6	9,4	I7,0	28,0	40,0

Таблица 8

Зависимость степени гидролиза карбоната натрия от разведения (T = 298 K)

$C_{Na_2CO_3}$, моль/л	0,I00	0,0I0	0,00I
h, %	4,80	II,63	34,00

Для оценки процесса гидролиза соли есть так же характеристика, не зависящая от концентрации раствора - это константа гидролиза ($K_г$). Чем больше константа гидролиза соли, тем в большей степени она гидролизуется. Константа гидролиза может быть рассчитана по закону действия масс. Например, хлорид аммония гидролизуется по реакции:

$$NH_4Cl + HOH \rightleftarrows NH_4OH + HCl,$$

или в ионном виде:

$$NH_4^+ + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^+,$$

$$K'_г = \frac{C_{NH_4OH} \cdot C_{H^+}}{C_{NH_4^+} \cdot C_{HOH}},$$

где C – молярные концентрации указанных молекул и ионов, моль/л. Умножив и числитель и знаменатель выражения для $K'_г$ на одну и ту же величину – C_{OH^-} – получим:

$$K'_г = \frac{C_{NH_4OH}}{C_{NH_4^+} \cdot C_{OH^-}} \cdot \frac{C_{H^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{HOH}}.$$

В полученном выражении могут быть выделены два выражения констант диссоциации слабых электролитов ($K_д$):

$$K_{д\,NH_4OH} = \frac{C_{NH_4} \cdot C_{OH^-}}{C_{NH_4OH}} \quad \text{и}$$

$$K_{д\,H_2O} = \frac{C_{H^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{HOH}}.$$

Учитывая то, что концентрация воды есть величина практически постоянная, пользуются величиной, равной произведению $K'_{г\,H_2O} \cdot C_{H_2O}$, которую называют "ионное произведение воды" (K_W), т.к. она равна произведению ионов, на которые диссоциирует молекула воды:

$$K_W = C_{H^+} \cdot C_{OH^-} = K'_{г\,H_2O} \cdot C_{H_2O}.$$

Тогда константа гидролиза хлорида аммония рассчитывается по формуле:

$$K'_г = \frac{K_W}{K_{д\,NH_4OH}},$$

В общем случае константа гидролиза соли рассчитывается по формуле:

$$K'_г = \frac{K_W}{K'_{г\,\text{слабого электролита}}}.$$

Таким образом, гидролизу подвергаются соли, образованные хотя бы одним слабым электролитом (основанием или кислотой).

Причем $K'_г$ тем больше, чем меньше $K_д$ слабого электролита, образовавшего соль.

При обычных условиях гидролиз солей протекает обратимо по

первой ступени, т.е. с одной молекулой воды (за исключением солей, не существующих в водных растворах).

При сильном разведении, нагревании растворов могут протекать следующие ступени гидролиза.

Например, если взять раствор $Bi(NO_3)_3$, где гидролиз по I ступени уже прошел, что легко подтверждается розовой окраской добавленного к раствору метилоранжа, характеризующей наличие кислой среды:

$$Bi^{+3} + HOH \rightleftarrows BiOH^{2+} + H^+ ,$$
$$Bi(NO_3)_3 + HOH \rightleftarrows BiOH(NO_3)_2 + HNO_3 .$$

I ступень гидролиза

При добавлении к раствору воды выпадает белый осадок дигидроксонитрата висмута ($Bi(OH)_2NO_3$), т.к. протекает вторая ступень гидролиза:

$$BiOH^{2+} + HOH + NO_3^- \rightleftarrows Bi(OH)_2NO_3 \downarrow + H^+ ,$$
$$BiOH(NO_3)_2 + HOH \rightleftarrows Bi(OH)_2NO_3 \downarrow + HNO_3 .$$

II ступень гидролиза

Если раствор хлорида железа III ($FeCl_3$) небольшими порциями приливать к кипятку и длительно кипятить, то гидролиз протекает до выпадающего в осадок гидроксида железа (III) ($Fe(OH)_3$), т.е. до III ступени.

В зависимости от силы электролита, образовавшего соль, различают три случая гидролиза.

12.1. Гидролиз по катиону

Гидролиз по катиону протекает, если соль образована слабым основанием и сильной кислотой.

В растворах таких солей возникает кислая реакция среды ($pH < 7$). Например: $CuCl_2$ ионное уравнение гидролиза:

$$Cu^{2+} + HOH \rightleftarrows CuOH^+ + H^+ , \quad pH < 7$$

молекулярное уравнение гидролиза:

$$CuCl_2 + HOH \rightleftarrows CuOHCl + HCl .$$

12.2. Гидролиз по аниону

Гидролиз по аниону протекает, если соль образована слабой кислотой и сильным основанием.

Растворы таких солей имеют щелочную реакцию среды (pH > 7). Например: Na_2CO_3. Ионное уравнение гидролиза:

$$CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^- . \qquad pH > 7$$

Молекулярное уравнение

$$Na_2CO_3 + HOH \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH .$$

12.3. Гидролиз по катиону и аниону

Гидролиз по катиону и аниону протекает, если соль образована и слабым основанием, и слабой кислотой.

Реакция среды в растворе при этом остается близкой к нейтральной и определяется сравнительной силой слабых основания и кислоты, образующих соль.

В случае гидролиза соли по катиону и аниону возможны два варианта протекания реакции.

12.3.1. Если соль растворима в воде, то гидролиз протекает при обычных условиях по первой ступени, т.е. одна молекула соли взаимодействует с одной молекулой воды.

Ионное уравнение реакции гидролиза:

$$NH_4^+ + CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows NH_4OH + HCO_3^- . \qquad pH \approx 7$$

Молекулярное уравнение реакции гидролиза:

$$(NH_4)_2CO_3 + HOH \rightleftarrows NH_4OH + NH_4HCO_3 .$$

12.3.2. Если соль не существует в растворе (в таблице растворимости № 4 против такой соли стоит прочерк), то при соединении с водой такая соль полностью разлагается водой с образованием слабого труднорастворимого гидроксида, выпадающего в осадок, и слабой, часто летучей кислоты. Например: Al_2S_3

Ионное уравнение гидролиза:

$$2Al + 3S^{2-} + 6HOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S .$$

Молекулярное уравнение гидролиза:

$$Al_2S_3 + 6HOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S .$$

Такая реакция называется "совместным гидролизом". Дело в том, что если взять растворы растворимых солей алюминия (например $AlCl_3$) и сульфидов (например Na_2S), то в каждом из растворов гидролиз по I ступени прошел, что доказывается индикатором, характеризующим наличие среды. Например, в растворе $AlCl_3$

Ионное уравнение гидролиза

$$Al^{3+} + HOH \rightleftarrows AlOH^{2+} + H^{+}. \qquad pH < 7$$

Молекулярное уравнение гидролиза

$$AlCl_3 + HOH \rightleftarrows AlOHCl_2 + HCl.$$

А в растворе Na_2S ионное уравнение гидролиза:

$$S^{2-} + HOH \rightleftarrows HS^{-} + OH^{-}. \qquad pH > 7$$

Молекулярное уравнение гидролиза:

$$Na_2S + HOH \rightleftarrows NaHS + NaOH.$$

Однако, если слить оба эти раствора, то должна произойти реакция обмена:

$$2AlCl_3 + 3Na_2S = Al_2S_3 + 6NaCl,$$

но в водном растворе соль Al_2S_3 существовать не может – она сразу разлагается водой по реакции:

$$Al_2S_3 + 6HOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S,$$

ионное уравнение:

$$2Al^{3+} + 3S^{2-} + 6HOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S,$$

что наглядно видно по выпавшему белому осадку гидроксида алюминия. Сложив одновременно протекающие две стадии взаимодействия хлорида алюминия и сульфида натрия, получим:

$$2AlCl_3 + 3Na_2S + 6HOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S + 6NaCl,$$

ионное уравнение:

$$2Al^{3+} + 3S^{2-} + 6HOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S.$$

То есть, тогда, когда в растворе соединены вместе ионы, образующие несуществующую в воде соль, происходит полный, необратимый гидролиз.

Понимание процессов гидролиза солей, возникновения агрессивных кислых либо щелочных сред в растворах солей важно для специалистов горных, геологических и геофизических специальностей.

Однако, составление реакций гидролиза вызывает часто серьезные затруднения у студентов.

Чтобы помочь студентам грамотно сознательно составлять уравнения гидролиза солей, предлагаются учебные карты №№ 23-25.

Учебная карта № 23

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТИПА ГИДРОЛИЗА СОЛИ

Задание: Определите, по какому типу протекает гидролиз солей $CuSO_4$; Na_2SO_3; NH_4F; $NaNO_3$

Алгоритм действия:

I. Запишите диссоциацию соли:

I.I. $CuSO_4 \rightleftarrows Cu^{2+} + SO_4^{2-}$	I.2. $Na_2SO_3 \rightleftarrows 2Na^+ + SO_3^{2-}$	I.3. $NaNO_3 \rightleftarrows Na^+ + NO_3^-$	I.4. $NH_4F \rightleftarrows NH_4^+ + F^-$

2. Запишите или зафиксируйте мысленно, какими основаниями или кислотой образована данная соль по реакции нейтрализации и определите по таблице 5, какие основание и кислота являются слабыми электролитами:

2.I. $Cu(OH)_2$ слабое основание; H_2SO_4 сильная кислота	2.2. $NaOH$ сильное основание; H_2SO_3 слабая кислота	2.3. $NaOH$ сильное основание; HNO_3^- сильная кислота	2.4. NH_4OH слабое основание; HF слабая кислота

3. Определите тип гидролиза:

3.I. Если соль образована слабым основанием и сильной кислотой, то протекает гидролиз по катиону. Например, гидролиз соли $CuSO_4$ протекает по катиону Cu^{2+}	3.2. Если соль образована слабой кислотой и сильным основанием, то протекает гидролиз по аниону. Например, гидролиз соли Na_2SO_3 протекает по аниону SO_3^{2-}	3.3. Если соль образована сильными кислотой и основанием, гидролиз не идет, например $NaNO_3$	3.4. Если соль образована и слабым основанием, и слабой кислотой, то протекает гидролиз по катиону и аниону. Например, гидролиз соли NH_4F протекает по катиону NH_4^+ и аниону F^-

Учебная карта № 24

СХЕМА ОРИЕНТИРОВОЧНОЙ ОСНОВЫ ДЕЙСТВИЯ ПО СОСТАВЛЕНИЮ ИОННОГО И МОЛЕКУЛЯРНОГО УРАВНЕНИЯ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ

I. ГИДРОЛИЗ ПО КАТИОНУ:

I. Для составления ионного уравнения:

запишите катион металла соли,
прибавьте одну молекулу воды,
поставьте знак равновесия,
запишите основной остаток, составленный ионом металла и одним гидроксильным ионом,
прибавьте протон водорода.

Например: $Cu^{2+} + HOH \rightleftarrows CuOH^{+} + H^{+}$

Если катион однозаряден, получается основание $NH_4^{+} + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^{+}$

2. Для составления молекулярного уравнения:

запишите молекулу соли,
прибавьте молекулу воды,
поставьте знак равновесия,
запишите формулу основной соли, составленной основным остатком, приведенным в ионном уравнении гидролиза, и кислотным остатком соли,
прибавьте молекулу кислоты. Если Вы забыли, как составить формулу основной соли, обратитесь к учебной карте № 13,
при необходимости уравняйте коэффициенты.

Например: $2CuSO_4 + 2HOH \rightleftarrows (CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4$.

3. Укажите кислую реакцию среды pH < 7

П. ГИДРОЛИЗ ПО АНИОНУ:

I. Для составления ионного уравнения:

запишите анион кислотного остатка соли,
прибавьте одну молекулу воды,
поставьте знак равновесия,
запишите кислотный остаток, составленный одним ионом водорода и кислотным остатком соли,
прибавьте ион гидроксила.

Например: $SO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HSO_3^{-} + OH^{-}$

Если анион однозаряден, получается кислота $F^{-} + HOH \rightleftarrows HF + OH^{-}$

2. Для составления молекулярного уравнения:

запишите формулу соли,
прибавьте одну молекулу воды,
поставьте знак равновесия,
запишите кислую соль, образованную металлом соли и кислотным остатком, приведенным в ионном уравнении гидролиза. Если Вы забыли, как составить формулу кислой соли, обратитесь к учебной карте № 12,
прибавьте молекулу щелочи.

Например: $Na_2SO_3 + HOH \rightleftarrows NaHSO_3 + NaOH$

3. Укажите щелочную реакцию среды – pH > 7

III. ГИДРОЛИЗ ПО КАТИОНУ И АНИОНУ:

Обратимый

I. Для составления ионного уравнения:
Если гидролизуемая соль растворима в воде:
запишите катион соли,
прибавьте анион соли,
прибавьте одну молекулу воды,
поставьте знак равновесия,
запишите продукт взаимодействия металла соли с одним гидроксильным ионом,
прибавьте продукт взаимодействия одного иона водорода с кислотным остатком соли

Например: $Pb^{2+} + CH_3COO^- + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + PbOH^+$

2. Для написания молекулярного уравнения:
запишите молекулу соли,
прибавьте одну молекулу воды,
проставьте знак равновесия,
запишите продукты гидролиза:

а) если основание многоосновное, а кислота одноосновная, то основную соль и кислоту.

Например: $Pb(CH_3COO)_2 + HOH \rightleftarrows$
$\rightleftarrows PbOHCH_3COO + CH_3COOH$

б) если кислота многоосновная, а основание одноосновное, то кислую соль и основание.

Например: $(NH_4)_2S + HOH \rightleftarrows$
$\rightleftarrows NH_4HS + NH_4OH$

Полный

I. Для составления ионного уравнения:
Если гидролизуемая соль в водном растворе не существует:
запишите катион металла соли,
прибавьте анион кислотного остатка соли,
прибавьте воду,
поставьте знак равенства,
запишите основание,
прибавьте кислоту,
уравняйте коэффициенты в уравнении

Например: $2Cr^{3+} + 3S^{2-} + 6HOH = 2Cr(OH)_3 + 3H_2S$

2. Для написания молекулярного уравнения:
запишите молекулу соли,
прибавьте воду,
поставьте знак равенства,
запишите основание,
прибавьте кислоту,
уравняйте коэффициенты уравнения:

Например:

$Cr_2S_3 + 6HOH = 2Cr(OH)_3 + 3H_2S$

Учебная карта № 25
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Алгоритм действия	Примеры
Для составления ионного уравнения реакции гидролиза соли: - выпишите только тот (те) ион соли, который взят из СЛАБОГО основания или кислоты; - прибавьте ОДНУ молекулу воды и поставьте знак равновесия; - в правой части уравнения запишите формулу химического соединения, образованного ионом из левой части уравнения с одним противоионом (противоположно заряженным) из воды и прибавьте оставшийся из воды ион; - укажите заряды ионов; - укажите реакцию среды.	соли: $CuCl_2$ $Pb(CH_3COO)_2$ 1) Cu^{2+} 2) Pb^{2+} и CH_3COO^- $Cu^{2+} + HOH \rightleftarrows$ $Pb^{2+} + CH_3COO^- + HOH$ 1) $Cu^{2+} + HOH \rightleftarrows CuOH^+ + H^+$ кислая реакция среды, pH< 7 2) $Pb^{2+} + CH_3COO^- + HOH \rightleftarrows PbOH^+ + CH_3COOH$ практически нейтральная среда
Для составления молекулярного уравнения гидролиза соли: - запишите формулу соли; - прибавьте молекулу воды и поставьте знак равновесия; - в правой части уравнения запишите молекулы, образованные ионами из правой части ионного уравнения гидролиза с ОДНИМ И ТЕМ ЖЕ противоионом ИЗ СОЛИ. При необходимости проставьте коэффициенты.	1) $Cu^{2+} + HOH \rightleftarrows \boxed{CuOH^+} + \boxed{H^+}$ $Cu\boxed{Cl_2} + HOH \rightleftarrows CuOHCl + HCl$
Только при гидролизе соли, против которой в таблице растворимости стоит прочерк, необходимо к молекуле соли прибавить столько молекул воды, чтобы образовались основание и кислота и поставить знак равенства.	2) $Pb(CH_3COO)_2 + HOH \rightleftarrows PbOHCH_3COO + CH_3COOH$

I2.4. Методика работы с учебными картами по теме "Гидролиз солей"

I. По учебной карте № 23 определите, подвергаются ли гидролизу соли, приведенные в задании по теме "Гидролиз солей", и по какому типу протекает гидролиз этих солей.

2. По учебной карте № 24 составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей, приведенных в задании к теме "Гидролиз солей" под №№ I-3.

3. По учебной карте № 25 составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей, приведенных в задании к теме "Гидролиз солей" под №№ 9-I5.

4. Попытайтесь выполнить №№ I6-20 задания к теме "Гидролиз солей", отложив учебные карты в сторону. Если Вы что-то забыли, посмотрите в учебную карту и вновь ее отложите.

5. Выполните столько заданий, чтобы Вы смогли записывать уравнения гидролиза без учебных карт.

I2.5. Задание для самостоятельной работы по теме "Гидролиз солей"

Запишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей:

I. $Al_2(SO_4)_3$
2. K_2S
3. $(NH_4)_2S$
4. $Al_2(CO_3)_3$
5. $ZnSO_4$
6. Na_2SiO_3
7. Cr_2S_3
8. $NaCl$
9. $MgCl_2$
I0. K_2CO_3
II. NH_4CN
I2. NaF
I3. Na_3PO_4
I4. $NiSO_4$
I5. $CrCl_3$
I6. $Fe_2(CO_3)_3$

17. CH_3COOK 21. $SnSO_3$

18. $Fe(NO_3)_2$ 22. $FeSO_4$

19. $SnCl_2$ 23. $AlCl_3$

20. K_2SiO_3 24. NH_4F

25. Объясните, почему водный раствор соды (Na_2CO_3) содержит щелочь?

26. Почему природные воды имеют pH отличную от 7?

27. Почему цинк растворяется в водном растворе хлорида цинка?

13. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции имеют большое значение в технике и в повседневной жизни.

Горение, фотосинтез, дыхание, пищеварение, обмен веществ в организме – все это окислительно-восстановительные процессы.

Процессы получения металлов, неметаллов, аммиака, кислот, многих лекарств, образования полезных ископаемых, коррозия, работа источников постоянного электрического тока и многие другие основаны на окислительно-восстановительных реакциях.

Окислительно-восстановительными называются реакции, которые протекают с изменением степени окисления (СО) атомов или ионов.

СО – это условный заряд атома в соединении, вычисленный при допущении, что вещество состоит только из ионов.

СО обозначается арабской цифрой со знаком "+" или "-" перед ней.

СО рассчитывается на основании положения, что сумма СО всех атомов, входящих в молекулу равна нулю; а всех атомов, составляющих ион – заряду иона.

Это можно выразить формулами:

$$\sum n_i \cdot CO_i = 0 \quad \text{или} \quad \sum n_i \cdot CO_i = Z$$

где n_i - индекс, показывающий количество атомов данного элемента в молекуле или ионе; CO_i - степень окисления данного элемента; Z - заряд иона.

Например, PO_4^{3-} $1 \cdot C.O_P + 4 \cdot C_o = -3$

$K_2Cr_2O_7$; $2 \cdot CO_K + 2 \cdot C.O_{Cr} + 7 \cdot C.O_o = 0$

Ряд элементов имеет постоянную СО. Например:

Водород H (за исключением гидридов, где СО H = -I)	+I
Щелочные металлы (Na, K, Li и др.)	+I
Металлы 2 группы периодической системы (Ca, Zn и т.д.)	+2
Металлы 3 группы периодической системы (Al)	+3
Кислород O	-2

За исключением OF_2, где СО кислорода +I, перекисей H_2O_2, Na_2O_2 и т.д., где СО кислорода -I.

Ряд элементов может в различных соединениях иметь различную СО. Например, N^{-3}; N^{-1}; N^0; N^{+1}; N^{+2}, N^{+3}; N^{+5} и т.д.

Если в состав молекулы входят только одинаковые атомы (F_2; Cl_2; O_2; O_3 и т.д,) или атомы находятся в свободном состоянии (Zn; S; Cu и т.д.), то СО атомов считается равной нулю.

Ионы кислотных остатков имеют отрицательный заряд, который определяется количеством "отщепленных" от молекулы кислоты катионов водорода (H^+). Например: NO_3^-, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, SO_4^{2-}, HSO_4^-, Cl^- и т.д.

Если Вы затрудняетесь в определении заряда кислотного остатка, воспользуйтесь учебной картой № 5.

Возможные значения СО элемента определяются строением его атома, рассмотренного в отдельном методическом пособии.

Для s, d, f - элементов величина электроотрицательности наименьшая по сравнению с другими атомами в молекуле, поэтому электроны от них "оттянуты", СО имеет знак "+".

У s - элементов на внешнем уровне один или два s-электрона, которые могут быть "отданы". Их СО равна номеру группы в периодической таблице элементов Д.И.Менделеева, т.е. +I или +2.

После отдачи этих электронов атом со СО +I или +2 приобретает электронную конфигурацию инертного газа т.е. $(n\text{-}1)s^2p^6$

электронов на внешнем уровне, и не может больше отдавать электронов.

У d элементов СО может иметь различное значение, т.к. на внешнем уровне у d-элементов nS^2 (S^1)-электронов, а на предпоследнем (n-I) d от I до 10. То есть эти элементы в зависимости от окислительных либо восстановительных свойств партнера в окислительно-восстановительной реакции и от среды, в которой она протекает, могут иметь различную степень окисления, "отдавая" S-электроны с внешнего и часть или все d-электроны с предпоследнего энергетического уровня, либо последовательно принимая их обратно. Например, Mn $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^5 4S^2$

Mn "отдает" два S-электрона с внешнего уровня и приобретает СО = +2.

$$Mn^{+2}\ 1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^5\ (MnSO_4).$$

Но он может отдать еще:

а) два d-электрона с третьего уровня и приобрести СО +4:

$$Mn^{+4}\ 1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^3\ (MnO_2);$$

б) четыре d-электрона с третьего уровня и приобрести СО = +6:

$$Mn^{+6}\ 1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^1\ (K_2MnO_4);$$

в) все пять d-электронов с третьего уровня и приобрести СО = + 7:

$$Mn^{+7}\ 1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6\ (KMnO_4).$$

Теперь атом марганца с СО = +7 имеет электронную конфигурацию инертного газа, т.е. на внешнем теперь третьем уровне S^2p^6-электронов. Больше отдавать электронов он не может.

То есть положительная СО элемента не может быть больше номера группы, в которой находится элемент; за исключением d-элементов I В группы Cu, Ag, Au. На внешнем n-ном уровне у этих элементов один S-электрон за счет "проскока" ("провала" второго S-электрона на d-подуровень предпоследнего уровня), а на предпоследнем (n-I) уровне они имеют $S^2p^6d^{10}$ электронов.

Эти элементы могут отдавать внешний S-электрон и приобретать СО = +I.

$$Ag^{+1}\ 1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^{10} 4S^2 4p^6 4d^{10},$$
$$Cu^{+1}\ 1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^{10},$$

Au^{+1} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10}$.

Серебро не проявляет других степеней окислен...

Медь и золото могут отдавать один или два d-электрона с предпоследнего энергетического уровня и приобретать СО +2 для меди и +3 для золота:

Cu^{+2} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$,

Au^{+3} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^8$.

p - элементы могут приобретать положительную степень окисления, если электроотрицательность другого атома в молекуле больше, либо отрицательную степень окисления, если электроотрицательность другого атома меньше.

Количество электронов на внешнем уровне у p-элементов равно номеру группы, в которой находится элемент в периодической таблице Д.И.Менделеева. Это два s, остальные р-электроны.

Атомы p -элементов могут отдавать частично или все p - электроны, либо все p и все s электроны. Например, азот:

N $1s^2 2s^2 2p^3$.

Если азот отдает один p -электрон, СО его станет равной +I:

N^{+1} $1s^2 2s^2 2p^2$. (N_2O)

Если азот отдает все три p-электрона, то СО его станет равной +3:

N^{+3} $1s^2 2s^2$ (HNO_2).

Если азот отдаст все три p-электрона и два s-электрона внешнего уровня, СО его станет равной +5:

N^{+5} $1s^2$ (HNO_3).

Таким образом, азот со степенью окисления +5 приобрел электронную оболочку инертного газа Не $1s^2$ и больше отдавать электронов не может. То есть положительная СО p-элементов, как и s-элементов, не может быть больше номера группы, в которой находится элемент.

Но атом азота может притягивать (принимать) электроны на p-подуровень внешнего уровня.

Если атом азота "примет" один электрон, СО азота станет равной -I:

$$N^{-1}\ 1s^2 2s^2 2p^4 \quad (NH_2OH).$$

Если атом азота "примет" три электрона, СО его станет равной -3:

$$N^{-3}\ 1s^2 2s^2 2p^6 \quad (NH_4OH).$$

Атом азота со степенью окисления -3 принял электронную конфигурацию инертного газа Ne и больше принимать электроны не может.

Таким образом, максимальная отрицательная степень окисления элемента не может быть больше разности (8 - № группы), т.к. на внешнем уровне у инертного газа 8 электронов, а у p - элементов количество электронов равно номеру группы.

Если Вы забыли, как рассчитать СО, воспользуйтесь учебной картой № I.

13.I. Типичные окислители и восстановители

Окислительные и восстановительные свойства элементов изменяются периодически. Периоды начинаются активными восстановителями - щелочными металлами. По мере возрастания заряда ядра увеличивается электроотрицательность, восстановительные свойства уменьшаются, но возрастают окислительные свойства, наибольшие для каждого периода у галогенов.

В подгруппах с увеличением заряда ядра атома восстановительные свойства увеличиваются, а окислительные уменьшаются.

Таким образом, наиболее активными восстановителями являются щелочные металлы, а наиболее активными окислителями - кислород и галогены.

Однако, в растворах окислительные и восстановительные свойства атомов и ионов могут несколько изменяться, т.к. в растворе ионы находятся в гидратированном состоянии, а атомы входят в состав молекул или ионов, где они проявляют различные степени окисления, т.е. их электронная конфигурация отлична от строения нейтрального атома. Окислительно-восстановительные свойства в растворах определяются величиной электродного потенциала.

Но уже сейчас, основываясь на известных Вам положениях, мы можем указать, что окислительно-восстановительные реакции протекают, если соединяются окислитель и восстановитель в соответствующей среде (кислой, щелочной или нейтральной).

Только восстановителями являются молекулы и ионы, содержащие:

I. Атомы металлов со СО = 0, например, Na, Zn, Fe.

2. Атомы неметаллов с наименьшей отрицательной СО. Например, $Cl^{-}(HCl)$, $N^{-3}(NH_3)$, $S^{-2}(H_2S)$ и т.д.

Только окислителями являются молекулы и ионы, содержащие:

I. Неметаллы с максимальной положительной СО. Например:

$$S^{+6}(H_2SO_4),\ N^{+5}(HNO_3),\ Cl^{+7}(HClO_4).$$

2. Металлы с максимальной положительной степенью окисления: $Cr^{+6}(K_2Cr_2O_7)$, $Mn^{+7}(KMnO_4)$.

3. Кислород, фтор (O_2, F_2).

Остальные галогены тоже, как правило, являются окислителями.

Молекулы и ионы, содержащие элементы с промежуточной СО могут выступать окислителями, если партнер по реакции - восстановитель, либо восстановителями, если партнер по реакции - окислитель.

Например: $SO_3^{2-}(S^{+4})$ может окисляться до $SO_4^{2-}(S^{+6})$, либо восстанавливаться до S^{0}. $MnO_2(Mn^{+4})$ может восстанавливаться до Mn^{+2} либо окисляться до $MnO_4^{-}(Mn^{+7})$. N_2 может окисляться до $NO_3^{-}(N^{+5})$ либо восстанавливаться до $NH_3(N^{-3})$.

13.2. Метод уравнивания окислительно-восстановительных реакций

Для уравнивания окислительно-восстановительных реакций могут быть использованы два метода:

I. Метод электронного баланса.

2. Электронно-ионный метод (метод полуреакций).

Оба метода базируются на том, что в окислительно-восстановительной реакции общее число отданных восстановителем электронов должно быть равно общему числу электронов, принятых окислителем.

В настоящем курсе изучается лишь метод электронного баланса. Подсчет числа электронов в этом методе ведется по изменению СО атомов в результате реакции. Среда в окислительно-восстановительных реакциях служит для связывания продуктов реакции. Атомы, входящие в состав среды (кислоты, щелочи, воды) не меняют СО.

Применение метода электронного баланса показано для реакции:

$$K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

в учебной карте № 26.

13.3. Классификация окислительно-восстановительных реакций

Окислители и восстановители могут входить в состав одной или нескольких молекул. В зависимости от этого различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

- межмолекулярные;
- внутримолекулярные;
- диспропорционирования (самоокисления - самовосстановления).

Межмолекулярными называются такие окислительно-восстановительные реакции, в которых окислитель и восстановитель входят в состав различных молекул. Например:

$$2\overset{+7}{KMnO_4} + 10\overset{+2}{Fe}SO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 5\overset{+3}{Fe_2}(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

2	1	5	$Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+}$	окислитель
10	5		$Fe^{2+} - 1\bar{e} \rightarrow Fe^{3+}$	восстановитель.

В этой реакции два моля перманганата калия ($KMnO_4$), содержащие марганец со СО +7, являются окислителями, а десять моль сульфата железа (II), содержащие железо со СО +2 - восстановителями.

Внутримолекулярными называются такие окислительно-восстановительные реакции, в которых и окислитель и восстановитель входят в состав одной молекулы. Например:

$$(\overset{-3}{N}H_4)_2\overset{+6}{Cr_2}O_7 \rightarrow \overset{+3}{Cr_2}O_3 + \overset{0}{N_2} + 4H_2O$$

2	$N^{-3} - 3\bar{e} \rightarrow N^0$	восстановитель
2	$Cr^{+6} + 3\bar{e} \rightarrow Cr^{+3}$	окислитель.

В этой реакции и окислитель - анион $Cr_2O_7^{2-}$ - содержащий Cr со СО(+6), и восстановитель - катион аммония, содержащий атом азота со СО(-3), входят в состав одной и той же молекулы бихромата аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$.

Реакциями самоокисления - самовосстановления (диспропорционирования) называются такие окислительно-восстановительные

Учебная карта № 26

РАСЧЕТ КОЭФФИЦИЕНТОВ В УРАВНЕНИЯХ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Алгоритм действия	Пример
I. Определите СО всех атомов а) в исходных веществах;	а) $\overset{+1}{K_2}\overset{+6}{Cr_2}\overset{-2}{O_7}$, $\overset{2+}{Fe}\overset{2-}{(SO_4)}$, $\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}$
б) в продуктах реакций	б) $\overset{3+}{Cr_2}\overset{2-}{(SO_4)_3}$, $\overset{3+}{Fe_2}\overset{2-}{(SO_4)_3}$, $\overset{+1}{K_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}$, $\overset{+1}{H_2}\overset{-1}{O}$
2. Выпишите те атомы, СО которых различна в исходных веществах и в продуктах реакции	Исходные в-ва: Cr^{+6}, Fe^{+2} Продукты реакции: Cr^{+3}, Fe^{+3}
3. Определите, какое количество электронов (е) нужно принять или отдать выписанным элементам, чтобы так изменить степень окисления. Для этого последовательно для каждого из них:	
а) выпишите СО элемента в исходном веществе;	а) +6 (Cr) а) +2 (Fe)
б) прибавьте "х" отрицательных зарядов, т.к.заряд е =-I;	б) +6 +х(-I) б) +2+х(-I)
в) приравняйте полученное в пункте "б" выражение СО этого элемента в продуктах реакции;	в) +6+х(-I)= +3 в) +2+х(-I) = +3
г) определите "х"	г) х = +3 г) х = -I

Продолжение учебной карты № 26

Алгоритм действия	Пример
Если x > 0, то протекает полуреакция восстановления. д) прибавьте к элементу с исходной СО количество электронов, равное "x", и укажите, что этот элемент является окислителем.	д) $Cr^{+6} + 3\bar{e} = Cr^{+3}$ окислитель — полуреакция восстановления
Если x < 0, то протекает полуреакция окисления. е) отнимите от элемента количество электронов, равное "x", и запишите, что этот элемент является восстановителем.	е) $Fe^{2+} - \bar{e} \rightarrow Fe^{3+}$ восстановитель — полуреакция окисления
4. Найдите наименьшее общее кратное (н.о.к.) между количеством принятых и отданных электронов.	3
5. Домножьте каждую полуреакцию на частное от деления н.о.к. на количество $\bar{e}$ в данных полуреакциях ("д" и "е") (количество $\bar{e}$ в обеих полуреакциях должно стать одинаковым).	$Cr^{+6} + 3\bar{e} \rightarrow Cr^{+3}$ $3Fe^{2+} - 3\bar{e} \rightarrow 3Fe^{3+}$
6. Если около любого из атомов, изменяющих СО, в формуле содержащего его соединения стоит индекс, домножьте обе полуреакции на число, равное индексу.	$2Cr^{+6} + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{+3}$ $6Fe^{+2} - 6e \rightarrow 6Fe^{+3}$
7. Перенесите коэффициенты из обеих полуреакций в общее уравнение, поставив их перед теми молекулами, которые содержат атомы с данной СО. Уравняйте среду и воду.	$K_2Cr_2O_7 + 6FeSO_4 + 7H_2SO_4 =$ $= Cr_2(SO_4)_3 + 3Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4$

реакции, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, который входит в состав одного вещества. Например:

$$4 K\overset{+5}{Cl}O_3 \rightarrow K\overset{-1}{Cl} + K\overset{+7}{Cl}O_4$$

$$\begin{array}{l|l} 3 & Cl^{+5} - 2\bar{e} \rightarrow Cl^{+7} \\ 1 & Cl^{+5} + 8\bar{e} \rightarrow Cl^{-1}. \end{array}$$

В этой реакции три атома хлора со СО(+5) являются восстановителем, а один такой же атом хлора - окислителем, т.е. всего нужно взять четыре моль хлората калия ($KClO_3$), т.к. они содержат четыре атома хлора со СО плюс пять.

Интересны такие окислительно-восстановительные реакции, в которых окислитель является одновременно средой. Например, настворение железа в разбавленной азотной кислоте протекает по реакции:

$$8 \overset{0}{Fe} + 30 H\overset{+5}{N}O_{3\,разб.} \rightarrow 8 \overset{+3}{Fe}(\overset{+5}{N}O_3)_3 + 3 \overset{-3}{N}H_4\overset{+5}{N}O_3 + 9 H_2O$$

$$\begin{array}{l|ll} 8 & Fe - 3e \rightarrow Fe^{3+} & \text{восстановитель} \\ 3 & N^{+5} + 8e \rightarrow N^{-3} & \text{окислитель} \end{array}$$

В этой реакции три моль азотной кислоты являются окислителем, а еще двадцать семь моль - средой, связывающей 8 моль ионов железа и три моль иона аммония. Поэтому можно было сначала записать так:

$$8 Fe(NO_3)_3 + 3 HNO_3 + 27 HNO_3 = 8 Fe(NO_3)_3 + 3 NH_4NO_3 + 9 H_2O.$$

То есть перед кислотой коэффициент нужно поставить тогда, когда в правой части реакции будут уравнены продукты восстановления (NH_4NO_3) и окисления ($Fe(NO_3)_3$), а в последнюю очередь поставить коэффициент перед водой.

13.4. Задание для самостоятельной работы по теме "Окислительно-восстановительные реакции"

Уравняйте приведенные ниже реакции и укажите окислители и восстановители

$$H_2S + SO_2 \rightarrow S + 2H_2O$$

$$K_2Cr_2O_7 + SO_2 + H_2O \rightarrow CrOHSO_4 + K_2SO_4$$

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

$$NaNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow NaNO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

$HNO_3 + H_2S \rightarrow NO + S + H_2O$

$KMnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$

$KClO + KJ + H_2SO_4 \rightarrow KCl + J_2 + K_2SO_4 + H_2O$

$KBiO_3 + HCl \rightarrow BiCl_3 + Cl_2 + KCl + H_2O$

$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + N_2 + H_2O$

$S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO + H_2O$

$H_2MnO_4 \rightarrow HMnO_4 + MnO_2 + H_2O$

$HClO + H_2O_2 \rightarrow HCl + O_2 + H_2O$

$PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4$

$NaBr + NaBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + Na_2SO_4 + H_2O$

$MgJ_2 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow J_2 + MgSO_4 + 2H_2O$

$KMnO_4 + MnSO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + H_2O$

$Cu_2S + HNO_3 \rightarrow NO + CuS + H_2O + Cu(NO_3)_2$

$J_2 + H_2O_2 \rightarrow HJO_2 + H_2O$

$PbO_2 + H_2O_2 \rightarrow Pb(OH)_2 + O_2$

$KClO_3 + H_2O_2 \rightarrow KCl + O_2 + H_2O$

$KMnO_4 + H_2O_2 \rightarrow MnO_2 + KOH + O_2 + H_2O$

$Fe + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O + S_2$

$Mn + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

$K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

Литература

1. Зоммер К. Аккумулятор знаний по химии. М.: Мир. 1985. - 294 с.

2. Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. Химия. М.: Просвещение, 1989. - 431 с.

3. Хомченко Г.П. Химия. М.: Просвещение, 1991. - 176 с.